


22102016616

ÉLÉMENTS

DE CHIMIE.

TRAITÉ

DE

MÉDECINE LÉGALE,

PAR M. ORFILA,

Doyen et Professeur de la Faculté de Médecine de Paris, etc. etc.

QUATRIÈME ÉDITION,

REVUE, CORRIGÉE ET CONSIDÉRABLEMENT AUGMENTÉE,

CONTENANT EN ENTIER

LE TRAITÉ DES EXHUMATIONS JURIDIQUES,

Par MM. ORFILA et LESUEUR.

AVEC 7 PLANCHES, DONT 4 COLORIÉES.

Quatre forts volumes in-8°. — Prix : 26 francs.

1848.

Cette nouvelle édition, attendue avec impatience, à cause des acquisitions les plus récentes de la science, devient le code universellement adopté sur la matière PAR LES MÉDECINS, LES PHARMACIENS, ET LES MAGISTRATS ; c'est là que se trouvent les saines doctrines sur les questions médico-légales qui concernent les âges, depuis la vie intra-utérine jusqu'à la vieillesse et la mort. Voici sommairement les matières contenues dans ces quatre volumes :

TOME PREMIER. — **Rapports. — Responsabilité médicale. — Ages, identité. — Viol. — Taches de sperme. — Mariage. — Grossesse. — Accouchement. — Naissances tardives. — Superfétation. — Viabilité. — Maladies simulées, etc. — Maladies mentales. — Mort. — Putréfaction dans différents milieux. — Exhumations juridiques, etc.**

TOME DEUXIÈME. — **Mort. — Exhumations juridiques. — Infanticide. — Avortement. — Suppression de part. — Asphyxie par submersion, par suspension, etc. — Blessures. — Taches de sang. — Combustion spontanée. — Présomptions de survie, etc.**

TOME TROISIÈME. — **Empoisonnement.**

TOME QUATRIÈME. — **Empoisonnement. — Falsification des aliments — Falsification des actes. — Fausse monnaie. — Expertise en matière civile, etc. — Bibliographie de la médecine légale. — Supplément relatif à l'intoxication saturnine et cuivreuse, ainsi qu'à l'EMPOISONNEMENT DU DUC DE PRASLIN.**

Il suffit d'indiquer les matières traitées dans cet ouvrage pour en faire sentir toute l'importance. Il devient donc indispensable au magistrat, comme au médecin et au pharmacien, si fréquemment appelés à des constatations de ce genre ; il ne devient pas moins utile aux avocats chargés de la défense des accusés, dont le nombre malheureusement augmente de jour en jour.

ORFILA. Atlas pour le *Traité de médecine légale* ci-dessus, contenant 26 planches, dont 7 coloriées, représentant les plantes vénéneuses et les animaux venimeux. Prix : 3 fr. 50 c. — Cet Atlas se vend séparément.

PARIS. — RIGNOUX, IMPRIMEUR DE LA FACULTÉ DE MÉDECINE,

RUE MONSIEUR-LE-PRINCE, 29 *bis*.

ÉLÉMENTS
DE CHIMIE,

PAR M. ORFILA,

Professeur et ancien Doyen de la Faculté de Médecine de Paris;
Membre du Conseil supérieur de l'Instruction publique,
haut Titulaire de l'Université ;
Docteur en Médecine de la Faculté de Madrid;
Commandeur de l'Ordre de la Légion d'Honneur,
des Ordres de Charles III d'Espagne et de Sainte-Anne de Russie,
Officier des Ordres de Léopold de Belgique et du Cruzeiro du Brésil;
Membre de l'Académie nationale de Médecine;
Membre correspondant de l'Institut,
de la Société médicale d'Émulation, de la Société de Chimie médicale,
des Universités de Dublin, de Philadelphie et de Hanau,
des Académies des Sciences et de Médecine de Madrid, de Séville, de Cadix,
de Barcelone, de Santiago, de Murcie, des îles Baléares,
de Berlin, de Belgique, de Livourne, etc.;
Président de l'Association des Médecins de Paris.

Huitième Édition,

REVUE, CORRIGÉE ET CONSIDÉRABLEMENT AUGMENTÉE.

TOME PREMIER.

PARIS.

LABÉ, ÉDITEUR, LIBRAIRE DE LA FACULTÉ DE MÉDECINE,
place de l'École-de-Médecine, 23 (ancien n° 4).

1851

TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES DANS CE VOLUME.

PREMIÈRE PARTIE.

CHIMIE INORGANIQUE.

CHAPITRE PREMIER.

Des fluides impondérés.

CHAPITRE II.

Des corps simples pondérables.

ARTICLE PREMIER.

DES CORPS SIMPLES NON MÉTALLIQUES.

ARTICLE II.

DES SUBSTANCES SIMPLES MÉTALLIQUES, OU DES MÉTAUX.

ERRATA.

—

Page 26, lig. 22, *au lieu de* 3 Mn *lisez* Mn^3.
— 39 — 28 — 3 Mn *lisez* Mn^3.
— *ib.* — 30 — 3 MnO^4 *lisez* Mn^3O^4.
— 64 — 22 — $BoCl^3,HO=Bo^3,3HCl$ *lisez* $BoCl^3,3HO=BoO^3,3HCl$.
— 65 — 5 — C^2Cl^4 *lisez* C^4Cl^2.
— 95 — 12 — 1,000,000 de grammes *lisez* 1,000,000 grammes.
— 99 — 37 — conteint *lisez* contient.
— 104 — 8 — planche 1re *lisez* planche 3.
— *ib.* — 13 — planche 1re *lisez* planche 3.
— 115 — 28 — d'un *lisez* d'une.
— 116 — 33 — gaze hydrogène *lisez* gaz hydrogène.
— 129 — 18 — 242,5 *lisez* 212,5.
— 132 — 28 — 300 *lisez* 450.
— 137 — 1re — DE L'ACIDE SULFURIQUE *lisez* DE L'ACIDE SULFUREUX.
— 138 — 38 — carburé *lisez* carbure.
— 141 — 14 — 2 HO *lisez* HO.
— 142 — 31 — naîe *lisez* naître.
— 153 — 5 — *bi* lisez *tri*.
— 166 — 37 — C^2O *lisez* C^2O^3.
— 176 — 25 — ne s'enflamme *lisez* ne l'enflamme.
— 177 — 27 — 2 ClC^5 *lisez* 2ClO^5.
— 195 — 11 — Person *lisez* Persoz.
— 216 — 28 — O,HO *lisez* O, 4 HO.
— 248 — 21 — 2 BaO *lisez* BaO.
— 262 — 30 — 23 *lisez* 25.
— 266 — 29 — H^3Az *lisez* H^4Az.
— *ib.* — 36 — deux volumes *lisez* un volume.
— 291 — 11 — à de l'azotate d'argent *lisez* à un azotate de l'oxyde métallique.
— 300 — 16 — 2084 *lisez* 208,4.
— 305 — 21 — chaux *lisez* chou.
— 321 — 13 — hyposulfites *lisez* hyposulfates.
— 335 — 6 — ACRCATÈRES *lisez* CARACTÈRES.
— 378 — 34 — hydrate de sodium *lisez* hydrate de protoxyde.
— 379 — 29 — HO *lisez* 2 HO.
— 400 — 16 — 169° *lisez* 179°,5.
— 407 — 5 — 1,783 à + 10°. Il *lisez* 1,783; à + 10°, il
— 464 — 15 — 3 MnO^4 *lisez* Mn^3O^4.
— 466 — 7 — celui-ci *lisez* il.
— 501 — 3 — Cl^2 *lisez* Cl^3.
— 508 — 10 — 2 FeCy, 2 KCy *lisez* (2 FeCy, 2 KCy).
— 514 — 24 — Ni Cl *lisez* NiI.
— 575 — 31 — de celui *lisez* avec celui.
— 589 — 21 — 2 CuO^2 *lisez* 2 CuO.
— 605 — 14 — HgH^2Az *lisez* H^2Az.

ÉLÉMENTS

DE CHIMIE.

PREMIÈRE PARTIE.

CHIMIE INORGANIQUE.

NOTIONS PRÉLIMINAIRES.

On donne le nom de *corps* à toute étendue limitée et impénétrable qui frappe un ou plusieurs de nos sens. Les corps se présentent sous trois états : ils sont *solides, liquides,* et *gazeux* ou *aériformes* (1) ; ils sont *élémentaires* ou *composés*. Les premiers, appelés encore *principes* ou *éléments*, ne renferment qu'une sorte de matière : ainsi, quels que soient les procédés que l'on emploie, on ne retire que des parties de plomb ou d'or d'un morceau de l'un ou de l'autre de ces métaux, que l'on regarde comme des éléments. Les corps *composés*, au contraire, renferment au moins deux sortes de matière : supposons que l'on ait fondu ensemble du plomb et de l'or, la masse que l'on a obtenue contient ces deux métaux.

Les anciens ne reconnaissaient que quatre corps élémentaires : l'*eau*, l'*air*, la *terre*, et le *feu* ; aujourd'hui on en admet *soixante-deux*, parmi lesquels on ne voit plus figurer ni l'eau, ni l'air, ni la terre, que l'on a démontré être des corps composés. En supposant d'après cela que ces divers éléments puissent s'unir deux à deux, trois à trois, quatre à qua-

(1) Toutefois, d'après M. Boutigny, les corps pourraient affecter un quatrième état, qu'il appelle l'état *sphéroïdal* ou *globulaire*. Cet état se manifesterait particulièrement lorsqu'un corps liquide serait projeté sur un corps solide porté à une température fort élevée : ainsi tout le monde sait qu'en versant un peu d'eau dans un vase chauffé au rouge blanc, cette eau se rassemble sous forme de gouttelettes arrondies, et ne se volatilise pas ; elle est alors à l'état sphéroïdal.

tre, on concevra sans peine la possibilité de donner naissance à tous les corps composés que l'on trouve dans la nature.

Le nombre des corps élémentaires pourra être augmenté ou diminué d'après les progrès ultérieurs de la science : ainsi peut-être verra-t-on par la suite qu'un ou plusieurs des corps regardés actuellement comme élémentaires sont au contraire des corps composés; il est probable aussi que, par de nouvelles recherches, on parviendra à découvrir des corps nouveaux qui, ne pouvant pas être décomposés, devront être rangés parmi les éléments. D'où il suit qu'en fixant le nombre de ces derniers à soixante-deux, je ne prétends pas dire qu'il soit exact, mais seulement qu'il est tel, dans l'état actuel de la science.

Noms des corps élémentaires.

1. Oxygène.
2. Soufre.
3. Sélénium.
4. Tellure.
5. Bore.
6. Silicium.
7. Carbone.
8. Hydrogène.
9. Fluor.
10. Chlore.
11. Brome.
12. Iode.
13. Phosphore.
14. Azote.
15. Arsenic.
16. Potassium.
17. Sodium.
18. Calcium.
19. Baryum.
20. Strontium.
21. Lithium.
22. Magnésium.
23. Aluminium.
24. Yttrium.
25. Terbium.
26. Erbium.
27. Glucynium.
28. Thorinium.
29. Zirconium.
30. Cérium.
31. Lantane.
32. Didyme.
33. Manganèse.
34. Zinc.
35. Titane.
36. Urane.
37. Fer.
38. Cadmium.
39. Cobalt.
40. Nickel.
41. Chrome.
42. Vanadium.
43. Étain.
44. Molybdène.
45. Tungstène ou Wolfram.
46. Antimoine.
47. Tantale ou Colombium.
48. Pélopium.
49. Niobium.
50. Ilménium.
51. Bismuth.
52. Plomb.
53. Cuivre.
54. Osmium.
55. Rhodium.
56. Iridium.
57. Ruthénium.
58. Mercure.
59. Argent.
60. Or.
61. Platine.
62. Palladium.

Un corps *élémentaire* doit être considéré comme étant formé d'une multitude de très-petites parties *semblables* ou *homogènes* et invisibles, que l'on désigne sous les noms de *molécules intégrantes,* de *particules* ou d'*atomes intégrants.* Il en est de même d'un corps *composé :* ainsi, par exemple, le composé d'or et de plomb dont j'ai parlé résulte de l'assemblage d'un très-grand nombre de *molécules intégrantes;* mais chacune de ces molécules en renferme deux autres de *différente nature,* l'une d'or, l'autre de plomb, que l'on désigne sous le nom de molécules *cons-*

tituantes. Ces molécules, en se combinant, ne se pénètrent pas, elles ne sont que juxtaposées, et n'éprouvent, par la combinaison, aucune altération réelle; en sorte que, si le composé d'or et de plomb, par exemple, vient à être détruit, les molécules *constituantes* se trouvent isolées, jouissant de toutes leurs propriétés, et probablement de leur forme et de leur dimension. On peut, d'après ce qui précède, définir la *molécule,* la particule excessivement petite d'un corps qui ne subit plus d'altération dans les réactions chimiques. Tous les corps *composés* sont dans le même cas que le composé d'or et de plomb; le nombre des molécules constituantes sera égal au nombre des éléments que contiendra le corps composé.

Mais pour concevoir comment ces molécules peuvent rester unies, attachées les unes aux autres avec assez de force pour pouvoir donner aux corps qu'elles forment toute leur dureté, leur stabilité, il faut admettre l'existence d'une force universelle qui étend son empire sur chaque particule de matière de l'univers, et à laquelle Newton a rattaché le système du monde entier, de même que les chimistes ne peuvent unir deux éléments sans avoir recours à son influence.

Cette force, qui est l'*attraction*, agit sur les molécules des corps à des distances infiniment grandes ou infiniment petites. Dans ce dernier cas, on lui donne le nom de *cohésion* lorsqu'elle réunit des molécules intégrantes ou homogènes, et celui d'*affinité* quand elle s'exerce entre les molécules constituantes ou hétérogènes. Il est donc évident que lorsque deux corps différents s'uniront pour en former un troisième, ce sera en vertu de l'*affinité;* on dit alors : *les deux corps se sont combinés, ils ont réagi,* ou bien *ils ont exercé l'un sur l'autre une action, en vertu de leur affinité réciproque,* etc.

DE LA COHÉSION.

La force de cohésion ne doit donc pas être la même dans les différents corps; elle est plus grande dans les solides que dans les liquides, et nulle dans ceux qui sont aériformes. On peut, en quelque sorte, la mesurer par l'effort qu'il faut faire pour désunir les molécules intégrantes des corps. Il faut admettre dès lors que, si ces molécules sont attirées les unes près des autres avec une grande force, le corps aura beaucoup de solidité; tandis que si, au contraire, cette force est tellement atténuée que les molécules soient très-éloignées les unes des autres, elles pourront se placer dans telle situation que l'on voudra leur faire occuper; c'est alors que le corps devient liquide, et qu'il prend la forme de

tous les vases dans lesquels on l'enferme. Enfin, si cette force est entièrement détruite et qu'il existe entre les molécules une sorte de répulsion, le corps prend l'état gazeux.

D'après cela, deux corps simples ou composés auront en général d'autant plus de tendance à s'unir, que la force de cohésion de chacun d'eux sera moins grande; car plus leur cohésion sera faible, plus l'affinité au contraire sera forte: ainsi le plomb et l'or, cités à la page 1, s'unissent à merveille quand la force de cohésion qui existe entre leurs molécules a été diminuée, ce qui n'aurait pas lieu s'ils étaient mêlés, même après avoir été finement pulvérisés, parce que la cohésion serait encore trop forte et l'emporterait sur l'affinité.

DE LA CRISTALLISATION.

La *cristallisation* est une opération dans laquelle les molécules des corps liquides ou aériformes se rapprochent de manière à donner naissance à un solide régulier que l'on nomme *cristal;* d'où il suit que la cohésion, ou l'attraction des molécules intégrantes, joue un grand rôle dans la cristallisation. Si le rapprochement de ces molécules se fait d'une manière brusque et irrégulière, loin d'obtenir un cristal, il ne se forme qu'une masse confuse, à laquelle on donne quelquefois le nom de *précipité.*

1° On n'est pas encore parvenu à faire cristalliser tous les corps; mais un très-grand nombre de ceux que l'on ne peut pas obtenir sous cet état se trouvent parfaitement cristallisés dans la nature.

2° Si la substance que l'on veut faire cristalliser est solide, il faut la rendre liquide ou aériforme, au moyen du feu, de l'eau, de l'esprit-de-vin ou d'un autre liquide.

3° La cristallisation par le *feu* peut avoir lieu de deux manières différentes : ou la substance se transforme en vapeur, se volatilise, et ne cristallise qu'à mesure que cette vapeur se condense et passe à l'état solide; ou bien, après avoir été fondue, elle se refroidit lentement et donne des cristaux réguliers. Dans ce cas, le refroidissement commence par la surface du liquide, qui forme une espèce de croûte : on doit percer celle-ci aussitôt qu'elle se produit, et décanter les parties internes encore liquides, pour obtenir, sous forme de cristaux réguliers, celles qui restent dans le vase où la fusion a été opérée.

4° La cristallisation par les *liquides* peut également se faire par deux procédés distincts : ou bien le solide est dissous dans le liquide bouillant, et alors il peut cristalliser par refroidissement; ou bien la disso-

lution est abandonnée à elle-même ou soumise à une douce chaleur; par ce moyen, le liquide s'évapore, les molécules solides se rapprochent et fournissent des cristaux réguliers. En général les solides qui cristallisent dans l'eau en retiennent une portion.

Le même corps peut, en cristallisant, donner des solides dont la forme varie; ces formes diverses dérivent tantôt l'une de l'autre, tantôt le contraire a lieu. Ainsi, pour le *premier cas,* un corps *AB* peut cristalliser en rhombes, en prismes hexaèdres, en dodécaèdres, etc.; on désigne ces formes sous le nom de *formes secondaires.* Chacun de ces cristaux peut être transformé, par la division mécanique, en une forme qui sera la même pour tous, et que l'on connaît sous le nom de *forme primitive;* ainsi on retire, dans quelques circonstances, un rhomboïde du prisme héxaèdre, du dodécaèdre, et du rhomboïde dont je viens de parler. Le cristal qui constitue la forme primitive peut encore être subdivisé et fournir de plus petits cristaux, que l'on appelle *molécules intégrantes;* la forme de ces molécules peut être différente de celle de la forme primitive.

Le *second cas,* celui dans lequel les formes diverses sous lesquelles un corps peut cristalliser ne dérivent pas l'une de l'autre, a été désigné sous le nom de *dimorphie;* on ne l'a encore reconnu que dans un petit nombre de corps, tels que le soufre, peut-être le diamant et le graphite, les acides titanique et arsénieux, le persulfure de fer, les sulfates de magnésie, de zinc et de nickel, le mellitate d'ammoniaque, le carbonate de chaux dans l'arragonite, le spath calcaire, etc. Dans tous les cas où l'on peut produire artificiellement cette transformation d'une forme dans une autre, ce phénomène se manifeste par la perte de transparence des cristaux, parce qu'alors le cristal d'une forme se trouve changé en un agrégat de beaucoup d'individus de l'autre forme.

Isomorphisme. — Il est des corps très-différents par leur nature qui peuvent se remplacer mutuellement dans une série de composés, qui jouissent de la propriété de cristalliser sous des formes appartenant au même système cristallin, sans altérer sensiblement la forme cristalline primitive de ces composés, quoique la valeur des angles ne soit pas rigoureusement la même : ces corps sont appelés *isomorphes* (de ἴσος, semblable, et de μορφὴ, forme). *Exemples :* 1° que l'on ait des cristaux *cubiques* d'iodure de potassium (iode + potassium) : si on fait dissoudre cet iodure dans l'eau, et qu'on le décompose par du chlore, on obtiendra du chlorure de potassium, qui fournira aussi des cristaux *cubiques :* on voit que le chlore a remplacé l'iode, sans que la forme cubique ait été changée; le chlore et l'iode sont donc des corps *isomorphes.* 2° Que le carbonate de protoxyde de fer (composé d'acide carbonique et de

protoxyde de fer), dont la forme cristalline rentre dans le système *rhomboédrique*, soit décomposé par des oxydes qui se substituent au protoxyde de fer et qui se combinent avec l'acide carbonique, tels que les protoxydes de plomb, de baryum, de strontium, de calcium, de magnésium et de manganèse, il en résultera des carbonates de protoxyde de plomb, de baryum, etc., dont les cristaux affecteront la même forme rhomboédrique, *si ce n'est que les angles varieront.* On dira que les protoxydes de fer, de plomb, de baryum, de strontium, de calcium, de magnésium et de manganèse, sont *isomorphes.* Il ne faut pas croire cependant que les différences des angles de ces rhomboèdres doivent être très-notables : ainsi ces angles seront 107° pour le carbonate de fer, 107°,20 pour le carbonate de manganèse, 107°,40 pour celui de zinc, 107°,25 pour celui de magnésium, et 105°,5 pour celui de calcium. 3° Que l'on ait de l'alun *octaédrique* composé d'acide sulfurique, d'alumine, de potasse et d'eau; qu'on substitue à l'alumine du sesquioxyde de fer, il se formera des cristaux *octaédriques* composés des mêmes proportions d'acide sulfurique, de potasse et d'eau, que les premiers, et dans lesquels le sesquioxyde de fer aura remplacé l'alumine; on dira que l'alumine et le sesquioxyde de fer sont *isomorphes.*

L'expérience prouve que *lorsque deux corps présentent des compositions semblables, ils affectent*, en général, *des formes cristallines presque identiques,* et réciproquement, *lorsque deux corps composés présentent des formes cristallines à peu près identiques,* quand ils sont isomorphes, *ils ont* en général *des compositions semblables.*

DE L'AFFINITÉ.

L'affinité est cette modification de l'attraction qui porte les corps de nature différente à s'unir entre eux ; c'est en vertu de cette force que les molécules des corps simples se *combinent* pour former les corps composés. Beaaucoup de causes peuvent la modifier ou la favoriser.

1° L'affinité s'exercera avec d'autant plus d'intensité que la cohésion des corps sera moindre; dès lors toute force qui tendra à diminuer la cohésion favorisera l'affinité.

2° La *chaleur,* en écartant les molécules des corps, en diminue la cohésion, et doit par conséquent favoriser l'affinité. Cependant on serait induit en erreur si l'on admettait ce principe sans restriction ; car il peut arriver que deux corps se combinent avec facilité à une certaine température, et qu'étant soumis à une chaleur plus intense, ils soient désunis.

3° La *lumière* agit dans le même sens que la chaleur.

4° L'état *électrique* dans lequel se trouvent les molécules influe puissamment sur leurs combinaisons, comme je le prouverai bientôt.

5° La tendance des corps à s'unir entre eux sera d'autant plus grande que leurs propriétés seront plus dissemblables : ainsi un acide qui rougit la teinture du tournesol a beaucoup d'affinité pour un de ces oxydes qui possèdent au contraire la propriété de ramener à la couleur bleue primitive le tournesol rougi par un acide.

6° Lorsque deux corps sont susceptibles de s'unir, la réaction s'opérera en général beaucoup plus facilement s'ils sont libres, que si l'un d'eux est déjà combiné avec un autre corps : ainsi l'or et le mercure se combinent aussitôt qu'ils sont en contact; au contraire, l'or ne s'unit plus au mercure, si celui-ci est combiné avec le chlore.

Cependant il est des corps qui ne peuvent bien se combiner que lorsqu'un des deux au moins prend naissance sous l'influence de l'autre : l'hydrogène et l'arsenic sont dans ce cas; on dit alors qu'ils se combinent à l'*état naissant.*

7° La *pression* exercée sur les corps soumis à quelque réaction, en déterminant le rapprochement des molécules, influe beaucoup sur le résultat des combinaisons : ainsi, que du carbonate de chaux (corps formé d'oxyde de calcium, qui est solide, et d'acide carbonique, qui est un corps gazeux) soit porté à la température rouge sous la seule influence de la *pression atmosphérique,* l'acide carbonique se dégagera, et l'oxyde restera seul; tandis que, si l'on fait l'expérience en plaçant ce carbonate dans un canon de fusil dont les ouvertures soient bien fermées, et par conséquent sous une *forte pression,* le carbonate fondra seulement sans éprouver la moindre altération.

On conçoit, d'après cela, combien la pression peut influer sur l'union d'un corps gazeux avec un corps solide ou liquide.

8° La *quantité* des corps que l'on fait réagir les uns sur les autres exerce aussi de l'influence sur les combinaisons que l'on peut obtenir; c'est ce que l'on a désigné sous le nom d'*influence des masses.* Que l'on fasse passer de la vapeur d'eau sur une *grande quantité* de fer chauffé au rouge dans un tube de porcelaine, *l'eau sera décomposée,* son oxygène formera de l'oxyde de fer avec le métal, et il se dégagera du gaz hydrogène, lequel, étant emporté par le courant de la vapeur, ne se trouvera qu'en petite proportion au milieu de celle-ci. Maintenant, que l'on fasse passer du gaz hydrogène à travers *le même* oxyde de fer, à *la même* température, ce gaz se combinera avec l'oxygène de l'oxyde de fer, et *formera de l'eau.* Comment concilier ces deux faits, si ce n'est en ayant égard à l'*influence des masses?* Ne voit-on pas que, dans cette dernière

expérience, chaque molécule d'oxyde de fer se trouve dans la sphère d'activité d'*un grand nombre de molécules* de gaz hydrogène? Je pourrais citer un grand nombre de faits à l'appui de cette proposition.

9° Un corps A peut se combiner en diverses proportions avec un autre corps B, et donner des composés *différents :* ainsi le produit formé de A et d'une partie de B jouira d'autres propriétés qu'un composé d'une partie de A et de deux ou trois parties de B. *Exemple :* Le plomb forme, avec quatre quantités différentes d'oxygène, quatre oxydes ou quatre composés qui ne se ressemblent pas; en effet, l'un est noir, un autre est jaune, le troisième est rouge, et le dernier est couleur de puce.

10° Il y a plus, un corps A peut se combiner avec un corps B dans un même nombre relatif d'équivalents, et donner naissance à des composés qui ont le même poids atomique, *qui possèdent des propriétés différentes,* et qui partant ne sont point identiques. On désigne cette classe de corps sous le nom de corps *isomères,* du grec ἰσομερὴς, qui signifie *composé de parties égales.* Je citerai, parmi ces corps *isomériques,* différents carbures d'hydrogène, tels que

Le métylène. . . .	H^2 C^2.
Le gaz oléfiant. .	H^4 C^4.
Le gaz de l'huile.	H^8 C^8.
L'amylène.	H^{10} C^{10}.
Le cétène.	H^{32} C^{32}.

Dans tous ces corps, la quantité d'hydrogène égale la quantité de carbone; mais tandis que, pour faire une molécule de *métylène,* il suffit de deux molécules de carbone et de deux molécules d'hydrogène, il faut, pour faire une molécule de *cétène,* 32 molécules de carbone et 32 d'hydrogène. Le carbone et l'hydrogène sont donc bien plus *condensés* dans le cétène que dans le métylène. Il est aisé de prouver que les cinq corps dont je parle possèdent des propriétés différentes : le *métylène* est un gaz permanent; le gaz *oléfiant* est assez facilement liquéfiable; le *gaz de l'huile* est un gaz beaucoup plus liquide que ceux qui le précèdent; l'*amylène* est un liquide; le *cétène* a une consistance qui le ferait prendre pour de l'huile d'olives.

Quelques chimistes sont disposés à croire que l'*isomérie* s'étend même aux corps élémentaires, et Berzelius a proposé de désigner cette propriété particulière des corps simples par le mot *allotropie* (tiré du grec ἀλλοτρόπος, *qui est dans un état différent*) : ainsi le diamant et le graphite ne sont que du carbone; le platine réduit de ses sels par l'alcool et celui qui provient de la calcination du sel ammoniacal de platine ne sont

que du platine, et pourtant ces corps offrent des propriétés différentes.

Il existe encore une force particulière qui, en désunissant mécaniquement les molécules des corps, exerce une très-grande influence sur leur disposition, et par cela même sur leurs combinaisons : c'est la *force de dissolution* que possèdent certains liquides.

Lorsqu'un corps solide disparaît dans un liquide sans éprouver d'autre altération qu'une séparation des molécules soit simples, soit composées, on peut dire que le corps est dissous. Le sucre et le sel qui fondent dans l'eau sont des exemples connus de tout le monde : en effet, on peut se convaincre facilement que le sucre ou le sel, quoique ayant disparu dans l'eau, n'ont éprouvé qu'une division mécanique en particules tellement ténues, qu'elles échappent à tout moyen d'observation; car il suffit de faire évaporer l'eau pour que l'on retrouve ces substances sans qu'elles aient rien gagné ni rien perdu sous le rapport de leurs quantités ou de leurs propriétés. La force de dissolution ne fait donc qu'écarter les molécules des corps en en diminuant la cohésion; par conséquent elle doit favoriser l'affinité; aussi les anciens chimistes avaient-ils pris ce fait comme une règle absolue en érigeant en principe : *Corpora non agunt nisi soluta.*

La force de dissolution est caractérisée par des propriétés différentes de celles qui appartiennent à la force d'affinité : ainsi par son action les corps éprouvent une division moléculaire portée au dernier terme, sans subir d'altération dans leur nature chimique; elle s'exerce d'autant plus facilement entre un liquide et un solide, que la composition des deux corps sera plus semblable, tandis que le contraire a lieu pour l'affinité : ainsi les résines, qui contiennent beaucoup d'hydrogène et de carbone, ne se dissolvent que dans les corps qui offrent une composition presque identique, tandis qu'elles sont entièrement insolubles dans l'eau et dans tous les liquides qui, comme celle-ci, contiennent une proportion très-considérable d'oxygène.

La *nature* du liquide dissolvant et le *degré de concentration* des dissolutions influent beaucoup sur les résultats : ainsi tout le monde sait que de l'acide chlorhydrique ordinaire, c'est-à-dire dissous dans l'eau, décompose la craie; tandis que le même acide dissous dans l'alcool n'agit en aucune manière. L'acide azotique étendu d'eau dissout certains métaux, et décompose les carbonates; tandis que le même acide *très-concentré* n'exerce aucune action sur quelques-uns de ces métaux ni sur quelques carbonates.

Force catalytique ou de contact. — Indépendamment des combinaisons et des décompositions chimiques produites par les affinités, il en est un

grand nombre qui ne se manifestent que par suite du *contact* entre les agents susceptibles de se combiner ou de se décomposer, et des matières qui ne subissent aucune altération et qui jouent un rôle tout à fait *passif;* ces matières sont le *platine en éponge,* la *pierre ponce,* le *charbon,* et probablement *plusieurs autres.* Pour ne citer que quelques exemples, je mentionnerai la combinaison *à froid* de l'oxygène et de l'hydrogène par le moyen de la mousse de platine, la décomposition *sous l'influence du même agent* de toutes les combinaisons oxygénées de l'azote mêlées d'une quantité suffisante d'hydrogène, et leur transformation en ammoniaque; enfin l'*azotate d'ammoniaque,* qui, étant chauffé *seul,* ne se décompose qu'à 230°, et donne *de l'eau* et du gaz *protoxyde d'azote;* tandis que s'il est en contact avec la mousse de platine, à 160°, il fournit de l'acide *azotique,* de l'*azote* et de l'*eau;* à l'aide de la pierre ponce, on le décompose à 230° en *azote* et en *protoxyde,* et le charbon produit la dissociation de ses éléments à 170°, avec une telle violence, que le tube dans lequel on fait l'expérience se brise avec explosion. On voit donc que la mousse de platine, la pierre ponce et le charbon, sont doués d'une activité de contact qui, par ses résultats extérieurs, présente tous les caractères des grands agents physiques, tels que le calorique, l'électricité et la lumière. (Voy., pour plus de détails, le mémoire de MM. Reiset et Millon, *Annales de chimie,* juillet 1843.) Ce qui frappe surtout dans les circonstances où se manifeste la *force de contact,* c'est cette facilité avec laquelle elle détermine, à des températures *ordinaires,* des combinaisons qui sans elle ne peuvent se produire qu'à des températures élevées; c'est par conséquent cette propriété singulière de se substituer en quelque sorte à la chaleur, et de la remplacer complétement : aussi M. Dumas, après avoir démontré que c'est principalement comme *corps poreux* que la mousse de platine, le charbon, etc., jouissent de cette force si spéciale, se demande-t-il si l'on n'a pas la clef de toutes les modifications chimiques qui s'opèrent dans les plantes, sans augmentation sensible de chaleur, mais en présence de *corps poreux* beaucoup plus efficaces encore que la mousse de platine et le charbon, c'est-à-dire *des tissus des plantes,* et même si, dans l'histoire des ferments, la divergence des opinions émises jusqu'à présent n'est pas due à ce que précisément l'on n'a point encore introduit cette force si remarquable comme un des éléments essentiels de la question.

Enfin il est encore d'autres conditions sous l'influence desquelles l'affinité est modifiée; je n'en parlerai qu'en traitant des lois qui président à la composition et à la décomposition des sels.

Il résulte de ce qui vient d'être établi que lorsque les corps agissent

les uns sur les autres pour se combiner, on doit, pour concevoir les phénomènes qu'ils présentent, avoir égard à toutes les influences que je viens d'énumérer.

On voit qu'il y a loin de cette manière d'envisager les forces qui président aux combinaisons chimiques, et par conséquent aux diverses décompositions, à l'opinion de Geoffroy, qui faisait dépendre *principalement* les réactions chimiques de l'affinité pure et simple des corps les uns pour les autres.

Bien des chimistes nient aujourd'hui l'affinité et s'expriment ainsi à l'égard de cette force : « Ce que l'on appelle affinité chimique paraît être le résultat de l'action combinée de la constitution mécanique des systèmes moléculaires, de la cohésion, de la caloricité, de l'électricité et de la luminicité » (Baudrimont).

Ces résultats, dont la plupart sont dus au savant auteur de la *Statique chimique,* me conduisent naturellement à donner une définition de la science dont je vais m'occuper. La chimie *a pour objet de déterminer l'action que les corps simples ou composés excercent, au contact, les uns sur les autres, en vertu d'un certain nombre de forces, et de faire connaître leur nature et les moyens de les obtenir.*

LOIS QUI PRÉSIDENT A LA COMPOSITION DES CORPS.

Les lois qui président à la composition des corps sont au nombre de deux : 1° la loi des *proportions multiples ;* 2° la loi des *équivalents* ou des *nombres proportionnels,* que l'on désigne plus souvent sous le nom de *proportions.*

§ Ier. Loi des proportions multiples.

1° *Les corps ne peuvent se combiner qu'en un très-petit nombre de proportions et dans un rapport fort simple, s'ils ont beaucoup d'affinité :* ils forment alors des combinaisons que l'on appelle *définies.* On pourrait citer un nombre prodigieux d'expériences pour prouver que les corps doués d'une très-grande affinité ne se combinent le plus souvent qu'en une, en deux ou en trois proportions, rarement en quatre, et plus rarement encore en cinq ou six. Cette vérité sera mise hors de doute par la suite; il faut démontrer maintenant que les proportions dans lesquelles ces corps se combinent sont dans un rapport fort simple.

Le chimiste allemand Wenzel paraît être le premier qui ait cherché

ces rapports par l'expérience; mais c'est surtout à Richter, de Berlin, que l'on doit les premières indications positives des rapports qui existent dans les combinaisons chimiques. Il publia vers 1790 les résultats de nombreuses expériences faites à ce sujet. Enfin Dalton et Berzelius précisèrent les faits et les firent connaître sous forme de lois de la plus grande simplicité. Voici les plus importantes de ces lois : A. *Lorsque deux corps simples sont susceptibles de s'unir en diverses proportions, ces proportions sont constamment le produit de la multiplication par* 1, 2, 3, 4, etc., *de la quantité d'un des corps, la quantité de l'autre restant toujours la même ;* en d'autres termes, *une* molécule d'un de ces corps se combinera avec 1, 2, 3, 4 molécules de l'autre corps.

Ainsi l'azote, en se combinant avec l'oxygène, peut, si l'on fait varier les quantités de ce dernier corps, donner naissance à cinq composés différents :

175	d'azote et	100	d'oxygène	donnent le	protoxyde d'azote.
175	id.	200	id.	—	bioxyde d'azote.
175	id.	300	id.	—	acide azoteux.
175	id.	400	id.	—	acide hypoazotique.
175	id.	500	id.	—	acide azotique.

D'où l'on voit qu'entre 100, 200, 300, 400 et 500 d'oxygène, c'est-à-dire entre les termes exacts de ces quantités, qui sont multiples les unes des autres, il n'existe pas d'autre combinaison.

B. *Dans certaines circonstances,* deux *molécules d'un des corps simples se combineront avec* 1, 2, 3, 4, 5, 7, *molécules de l'autre corps ; ou bien* trois *molécules d'un corps* A *pourront se combiner avec* 1, 2, 3, 4, 5, 7, *molécules de l'autre corps.*

Telles sont les lois simples et précises qui président à la combinaison de tous les corps entre eux, et que Gay-Lussac vint enrichir d'une autre observation non moins digne d'intérêt, en faisant des recherches avec M. de Humboldt sur les combinaisons des gaz. Il remarqua C. *que les gaz en général se combinent de telle manière, qu'une mesure d'un gaz absorbe* 1, 1 ½, 2, 3, etc., *mesures d'un autre gaz en donnant naissance à un nouveau corps,* c'est-à-dire *que les gaz se combinent en volumes égaux,* ou que *le volume de l'un est multiple de celui de l'autre ;* ainsi :

100	volumes d'azote et	50	d'oxygène	=	protoxyde d'azote.
100	id.	100	id.		bioxyde d'azote.
100	id.	150	id.		acide azoteux.
100	id.	200	id.		acide hypoazotique.
100	id.	250	id.		acide azotique.

Le même chimiste fit encore voir D. *que les gaz, en se combinant, ne produisent jamais un composé dont le volume soit plus considérable que le volume primitif.* E. *Que lorsque, par suite de la combinaison, le volume des gaz est contracté, la contraction a un rapport simple avec les volumes des gaz, ou plutôt avec celui de l'un d'eux.* Par exemple :

	S'unissent avec	*et forment*
100 vol. de gaz oxyg.	200 vol. de gaz. hydrog.	200 vol. d'eau.
100 vol. de gaz azote	300 id.	200 — de gaz ammoniac.
100 id.	50 vol. d'oxygène	100 de protoxyde d'azote.
100 id.	100 id.	200 — de bioxyde.
100 id.	150 id.	de l'acide hypoazoteux.
100 id.	200 id.	de l'acide azoteux.
100 id.	250 id.	de l'acide azotique.
100 v. de gaz hydrog.	100 v. de chlore	200 v. de gaz chlorhydrique.

A la vérité, cette loi présente un petit nombre d'exceptions qui ne diminuent en rien son importance.

§ II. **Loi des équivalents ou des nombres proportionnels, appelés vulgairement proportions.**

Si la loi des proportions multiples ne s'applique qu'à des corps composés de deux éléments ou de deux corps composés qui sont *toujours les mêmes*, mais dans des proportions *différentes*, il n'en est pas ainsi de la loi des équivalents, qui a pour but de régler tout ce qui se rapporte à la combinaison des corps simples ou composés de *différente nature*. Avant de dire ce que l'on entend par *équivalent*, j'établirai qu'il existe des corps composés fort différents les uns des autres, et qui pourtant sont des corps composés *du même ordre :* ainsi le protoxyde de cuivre, le protosulfure et le protochlorure du même métal, sont des composés *du même ordre;* le bioxyde, le bisulfure et le bichlorure de cuivre, sont aussi des composés *du même ordre ;* les sulfates de protoxyde de fer, de protoxyde de sodium, de potassium et de zinc, sont également des corps composés *du même ordre*.

Cela étant, on désignera sous le nom d'*équivalent* la *quantité* en poids *d'une substance qu'il est nécessaire d'employer* pour décomposer un corps composé d'un *certain ordre,* de manière que le nouveau composé qui se formera soit *du même ordre* que celui qui a été décomposé. Ainsi je suppose que l'on ait déterminé par l'expérience que 395,6 parties de cuivre exigent 100 parties d'oxygène pour former le *bioxyde* de cuivre brun,

et que l'on apprenne également par l'expérience que pour séparer les 100 parties d'oxygène combinées avec le cuivre, il faille 200 parties de soufre, ni plus ni moins, pour former du *bisulfure* de cuivre, on dira que ces 200 parties de soufre *équivalent* exactement aux 100 parties d'oxygène.

Je me hâte de dire que tous les composés dont la nature est bien définie offrent des rapports analogues, et je cite, à l'imitation de M. Dumas, des exemples propres à mettre cette vérité dans tout son jour.

Argent.	1350	et	100	d'oxygène	forment	le protoxyde d'argent.
Baryum.	858	et	100	id.	—	le protoxyde de baryum.
Calcium.	250	et	100	id.	—	le protoxyde de calcium.
Cuivre.	395,6	et	100	id.	—	le *bioxyde* de cuivre.
Potassium.	490	et	100	id.	—	le protoxyde de potassium.

Argent.	1350	et	200	de soufre	—	le protosulfure d'argent.
Baryum.	858	et	200	id.	—	le protosulfure de baryum.
Calcium.	250	et	200	id.	—	le protosulfure de calcium.
Cuivre.	395,6	et	200	id.	—	le *bisulfure* de cuivre.
Potassium.	490	et	200	id.	—	le protosulfure de potassium.

Il est aisé de voir que partout il faut 200 parties de soufre pour changer en sulfures *du même ordre* que les oxydes des quantités de métal que 100 parties d'oxygène avaient transformées en oxydes; et *s'il était possible* que l'oxygène enlevât les métaux aux sulfures de ces métaux, il n'en faudrait que 100 parties pour séparer les 200 parties de soufre. Ainsi, dans cette hypothèse, le sulfure d'argent, par exemple, qui est composé de 1350 d'argent et de 200 de soufre, serait décomposé par 100 parties d'oxygène, c'est-à-dire que l'on aurait un composé de 1350 d'argent et de 100 d'oxygène.

La loi des équivalents s'applique aussi bien aux corps formés de corps composés, qu'à ceux qui sont produits par des corps simples : ainsi le sulfate de protoxyde de fer renferme un équivalent d'oxyde de fer exprimé par 350 de fer et 100 d'oxygène, et par un équivalent d'acide sulfurique formé d'un équivalent de soufre = 200 et de 100 d'oxygène multiplié par trois = 300. Que l'on décompose ce sel par le protoxyde de sodium, composé lui-même de 287,2 de sodium et de 100 d'oxygène, on obtiendra un sulfate de protoxyde de sodium constitué selon les mêmes lois, puisque l'oxyde de fer contient la même quantité d'oxygène que l'oxyde de sodium, et que les quantités de fer et de sodium peuvent se remplacer près de cet oxygène, quoique ces quantités diffèrent; elles sont donc *équivalentes*.

Avantages qui résultent de la connaissance des équivalents dans l'étude de la chimie.

L'un des grands avantages de la loi des équivalents, c'est de pouvoir calculer la composition d'un corps *binaire* sans l'analyser : ainsi, dès que l'on sait que 200 sont l'équivalent du soufre, et que le protoxyde d'argent, par exemple, est formé de 1350 de métal et de 100 d'oxygène, on peut assurer que le *protosulfure* d'argent correspondant à cet oxyde, et dont on ne connaît pas la composition, sera formé de 1350 d'argent et de 200 de soufre. On procède souvent ainsi en chimie, pour déterminer les proportions d'un composé qu'il n'a pas encore été possible d'analyser. Il importe toutefois d'éviter un écueil que je vais signaler, si l'on ne veut pas commettre des erreurs graves. Lorsqu'un métal est susceptible de former avec l'oxygène trois oxydes et trois sulfures, qui diffèrent entre eux par les proportions d'oxygène et de soufre, il est évident que la composition du protosulfure correspond à celle du protoxyde, celle du bisulfure à celle du bioxyde, et celle du trisulfure à celle du trioxyde. Combien l'erreur ne serait-elle pas grave, si on déterminait la composition du trisulfure d'après celle du protoxyde! Ainsi supposons que l'on sache que l'acide arsénieux est formé de

1	proportion	d'arsenic	= 937,50
3	—	d'oxygène	= 300,00

tandis que l'acide arsénique est composé de

1	proportion	d'arsenic	= 937,50
5	—	d'oxygène	= 500,00

il est évident que l'on se tromperait grossièrement si l'on admettait que la composition du sulfure *arsénique* (celui qui a été obtenu avec l'acide arsénique et l'acide sulfhydrique) correspond à celle de l'acide arsénieux, et celle du sulfure *arsénieux* (celui qui est le résultat de la décomposition de l'acide arsénieux par l'acide sulfhydrique) à celle de l'acide arsénique; il faut, au contraire, fixer les proportions de ces deux sulfures, en comparant le sulfure arsénieux à l'acide arsénieux, et le sulfure arsénique à l'acide arsénique. D'après ces données, on voit que le sulfure arsénieux sera composé de

1	proportion	d'arsenic	= 937,50
3	—	de soufre	= 600,00

et celle du sulfure arsénique de

1	proportion	d'arsenic =	937,50
5	—	de soufre =	1000,00

On peut établir d'une manière générale que, lorsqu'un métal est susceptible de s'unir avec plusieurs quantités d'oxygène et d'un autre corps, *l'expérience seule permet de fixer quelles sont celles de ces combinaisons qui se correspondent.*

Détermination du poids des équivalents des corps simples.

Les méthodes employées pour déterminer les poids des équivalents des corps *simples* sont loin d'être toujours les mêmes, comme on pourra s'en convaincre par un certain nombre d'exemples que je vais citer.

1° En partant de ce point que le poids de l'équivalent de l'oxygène est de 100, nombre choisi *arbitrairement* comme unité à laquelle on rapporte les poids de tous les autres équivalents simples, on déterminera les équivalents du *soufre,* du *chlore,* de l'*iode* et du *brome,* en fixant les poids de ces quatre corps, qu'il est nécessaire d'employer pour remplacer 100 parties d'oxygène contenues dans un oxyde d'*un certain ordre,* et pour donner naissance à un sulfure, à un chlorure, à un iodure, ou à un bromure *du même ordre* que l'oxyde. Ainsi les 6 oxydes suivants sont formés de

100	d'oxygène,	1350	d'argent	=	protoxyde	d'argent.
100	id.	250	de calcium	=	id.	de calcium.
100	id.	151,3	de magnésium	=	id.	de magnésium.
100	id.	490	de potassium	=	id.	de potassium.
100	id.	858	de baryum	=	id.	de baryum.
100	id.	1294,5	de plomb	=	id.	de plomb.

L'expérience démontre que pour former avec ces métaux des protosulfures, des protiodures, des protochlorures, et des protobromures, il faut 200 p. de soufre, 443,2 de chlore, 1578,2 d'iode, et 978,3 de brome; évidemment ces nombres sont les équivalents du *soufre,* du *chlore,* de l'*iode* et du *brome.*

2° On déterminera les poids des équivalents d'un grand nombre de métaux en appréciant, *par l'analyse,* la quantité de ces métaux qu'il est nécessaire de combiner avec 100 parties d'oxygène, 200 de soufre, 443,2 de chlore, 1578 d'iode, et 978,3 de brome, pour former des protoxydes, des protosulfures, des protochlorures, des protiodures, et des

protobromures ; ainsi supposons que l'on veuille connaître les équivalents du *sodium*, du *strontium*, du *fer*, etc., on verra qu'il faut :

Sodium. .	287,2,	100 d'oxyg.,	200 souf.,	443,2 chlore,	1578 iode,	978,3 brome.
Strontium	548,	id.	id.	id.	id.	id.
Fer. . . .	350,	id.	id.	id.	id.	

3° On aura quelquefois recours à l'*isomorphisme* pour fixer l'équivalent de certains corps : ainsi on sait que le protoxyde d'aluminium (alumine) n'est pas composé de Al O, mais bien de $Al^2 O^3$. Évidemment, si l'on calculait l'équivalent de l'aluminium d'après la méthode qui vient d'être indiquée (2°), on arriverait à un résultat erroné ; tandis que sachant que l'alumine, qui est isomorphe avec le sesquioxyde de fer $Fe^2 O^3$, contient aussi deux équivalents d'aluminium et trois d'oxygène, on établira la proportion suivante :

$$\frac{46{,}74}{\text{Quantité d'oxygène contenue dans 100 d'alumine.}} : \frac{53{,}26}{\text{Quantité d'aluminium contenue dans 100 p. d'alumine.}} :: \frac{300}{\text{Oxygène.}} : 341{,}85,$$

nombre qui représente deux équivalents d'aluminium ; la moitié de ce nombre = 170,98 sera donc l'équivalent de l'aluminium.

Je n'ai pas la prétention d'avoir tout dit sur les diverses méthodes qui peuvent être mises en usage pour déterminer les poids des équivalents des corps simples ; je n'ai pas non plus indiqué diverses causes d'erreur qui peuvent surgir, et entre autres celles qui résultent de l'incertitude où l'on est, par rapport à la composition de certains oxydes que l'on croit être des *protoxydes*, et que l'expérience démontrera plus tard, si déjà elle ne l'a pas démontré, n'être pas les *premiers* composés d'oxygène et d'un autre corps. J'ai cru qu'il suffisait, dans un ouvrage de ce genre, de poser des principes généraux suffisants pour servir de guide aux commençants.

Détermination du poids des équivalents des corps composés.

On additionne les poids des équivalents des corps simples qui forment le corps composé ; ainsi l'équivalent de l'eau est de 112,50, poids égal à celui d'un équivalent d'oxygène 100 et à celui d'un équivalent d'hydrogène 12,50. L'équivalent de l'acide sulfurique est de 500, savoir : 200 pour un équivalent de soufre, et 300 pour 3 d'oxygène. L'équivalent du sulfate de protoxyde de potassium est de 1090 (un équivalent d'acide = 500,

et un équivalent de protoxyde de potassium 590, c'est-à-dire 100 d'oxygène et 490 de potassium).

Tableau des équivalents et des initiales des corps simples.

CORPS NON MÉTALLIQUES.

Oxygène.	O.	100	Fluor.	Fl.	239, 8
Soufre.	S.	200	Chlore.	Cl.	443, 2
Sélénium.	Se.	491	Brome.	Br.	978, 3
Tellure.	Te.	806, 5	Iode.	I.	1578, 2
Bore.	Bo.	136,15	Phosphore.	Ph.	400
Silicium.	Si.	266, 7	Azote.	Az.	175
Carbone.	C.	75	Arsenic.	As.	937, 5
Hydrogène.	H.	12,50			

MÉTAUX.

Potassium.	K (1).	490	Cobalt	Co.	369
Sodium.	Na (2).	287, 2	Nickel.	Ni.	369, 7
Calcium.	Ca.	250	Chrome.	Cr.	328
Baryum.	Ba.	858	Vanadium.	Vd.	855, 8
Strontium.	Sr.	548	Étain.	Sn (3).	735, 3
Lithium.	Li.	80,37	Molybdène.	Mo.	598, 5
Magnésium.	Mg.	151, 3	Tungstène.	W (4).	1188, 4
Aluminium.	Al.	170,98	Antimoine.	St (5).	806, 5
Yttrium.	Y.	402,57	Tantale.	Ta.	1153,72
Glucynium.	Gl.	87, 6	Bismuth.	Bi.	1330
Thorinium.	Th.	744,90	Plomb.	Pb.	1294, 5
Zirconium.	Zr.	420	Cuivre.	Cu.	395, 6
Cérium.	Ce.	574,72	Osmium.	Os.	1244, 2
Lantane.	La.		Rhodium.	Rh.	652, 1
Didyme.	D.		Iridium.	Ir.	1233, 2
Manganèse.	Mn.	344, 7	Ruthénium.	Ru.	646
Zinc.	Zn.	406, 6	Mercure.	Hg (6).	1250
Titane.	Ti.	314, 7	Argent.	Ag.	1350
Urane.	U.	750	Or.	Au.	1227, 8
Fer.	Fe.	350	Platine.	Pt.	1232
Cadmium.	Cd.	696, 8	Palladium.	Pd.	665, 2

Dans ce tableau, j'ai rapporté les équivalents des corps simples à l'équivalent de l'oxygène supposé égal à 100 ; j'aurais pu faire autrement et prendre, comme plusieurs chimistes le proposent aujourd'hui, pour terme de comparaison l'*hydrogène*. Nécessairement les nombres obte-

(1) De *kalium*. (2) De *natrium*. (3) De *stannum*.
(4) De *wolframm*. (5) De *stibium*. (6) D'*hydrargyrum*.

nus eussent été différents, comme on pourra s'en convaincre par les exemples suivants :

Équivalent	de l'hydrogène	1,00	Équivalent	de l'iode	125,33
id.	de l'oxygène	8,00	id.	du fluor	19,18
id.	de l'azote	14,00	id.	du phosphore	32,00
id.	du soufre	16,00	id.	de l'arsenic	75,00
id.	du sélénium	39,28	id.	du bore	10,88
id.	du tellure	64,52	id.	du silicium	21,35
id.	du chlore	35,45	id.	du carbone	6,00
id.	du brome	78,26			

On voit que pour six de ces quinze corps simples, savoir : l'*oxygène*, l'*azote*, le *soufre*, le *phosphore*, l'*arsenic* et le *carbone*, les équivalents sont représentés par des nombres entiers, qui sont des multiples exacts de celui de l'hydrogène, le plus léger d'entre eux. Il n'en est pas de même pour les huit autres ; cette exception tient-elle à ce que les équivalents de ces huit corps ne nous sont pas parfaitement connus ? Il se pourrait qu'il en fût ainsi, et que les progrès ultérieurs de la science nous conduisissent à inscrire cette loi importante formulée par Prout[1], en 1824, savoir : que *les équivalents des corps simples non métalliques sont des multiples exacts de l'équivalent de l'hydrogène*. Déjà l'on sait que les équivalents de plusieurs corps simples *métalliques* viennent se ranger dans cette loi.

DES NOTATIONS CHIMIQUES.

Bien souvent il deviendrait sinon impossible, du moins fort embarrassant, d'exprimer la composition d'un corps à l'aide des nombres qui en représentent les équivalents. On a obvié à cet inconvénient en désignant l'équivalent de chaque corps par la lettre initiale, à laquelle on ajoute un *exposant* pour exprimer seulement le nombre de fois que cet équivalent est répété, et l'on est convenu de placer toujours le premier le signe de l'élément électro-positif : ainsi, pour désigner l'eau, on ne dit pas OH, mais bien HO, parce que l'hydrogène est l'élément électro-positif de l'eau. MnO signifie le protoxyde de manganèse, et MnO^2 le bioxyde ; SO représente l'acide hypo-sulfureux, SO^2 l'acide sulfureux, et SO^3 l'acide sulfurique, c'est-à-dire qu'un équivalent de cet acide est composé d'un équivalent de soufre et de trois d'oxygène. Lorsqu'on veut en outre désigner un certain nombre d'équivalents d'un corps composé, on place le chiffre qui représente ce nombre en *coefficient* devant la formule du

corps composé : par exemple l'équivalent du sulfate de potasse *neutre* s'écrit ainsi KO, SO^3, et celui du sulfate acide de la même base, dans lequel il entre deux équivalents d'acide, est formulé par $KO, 2SO^3, HO$; on ajoute HO, parce que ce sel contient un équivalent d'eau. Le sesquicarbonate de soude est représenté par $2NaO, 3CO^2, 4HO$: en effet, ce sel contient deux équivalents de protoxyde de sodium, trois d'acide carbonique, et quatre d'eau. Plusieurs chimistes renferment entre deux parenthèses d'abord l'oxyde, puis l'acide, et pour représenter le nombre d'équivalents, soit de l'oxyde, soit de l'acide, ils ont recours à l'exposant algébrique plutôt qu'au coefficient : ainsi ils écrivent le sesquicarbonate de soude $(NaO)^2, (CO^2)^3 + 4HO$. Je préfère la notation $2NaO, 3CO^2, 4HO$, parce qu'elle prête moins à la confusion et qu'elle est beaucoup plus claire. J'éviterai aussi de me servir du signe $+$, auquel je substituerai une virgule. Cette manière de représenter la composition des corps est souvent d'un grand secours pour l'intelligence de certaines réactions fort compliquées, et il ne faut pas la confondre avec ce que l'on appelle la théorie atomique, qui n'est qu'une hypothèse dont je ne m'occuperai même pas.

DE LA NOMENCLATURE CHIMIQUE.

Les noms de la plupart des corps simples sont *insignificatifs*, et l'on est tellement habitué à les employer, qu'il serait inconvenant de leur en substituer d'autres qui exprimassent quelques-unes de leurs propriétés; je dirai même qu'il est de la plus haute importance, si l'on veut avoir une bonne nomenclature, de faire disparaître un certain nombre de noms significatifs généralement adoptés, qui, comme je le ferai voir, sont plus propres à induire en erreur qu'à donner au langage chimique toute la précision qu'il devrait avoir. Il n'en est pas de même des composés auxquels ils donnent naissance; ces composés sont trop nombreux pour que la mémoire la plus heureuse puisse se rappeler les dénominations arbitraires, insignifiantes et absurdes, par lesquelles les anciens chimistes les désignaient. On sentira dès lors la nécessité de leur donner des noms qui expriment, autant que possible, la nature des éléments qui entrent dans leur composition, ainsi que les proportions dans lesquelles ces éléments sont combinés.

Dénominations des composés inorganiques.

Quelle que soit la nature des éléments qui constituent un composé inorganique, on verra plus loin que si on le soumet à l'action de l'élec-

tricité, d'une pile par exemple, il sera décomposé; chaque pôle s'emparera de celui des corps simples qui possédera l'électricité qui lui sera opposée. Dès lors on est convenu de nommer *toujours le premier* celui des corps qui se portera au pôle positif, c'est-à-dire le corps le plus électro-négatif. Il est à remarquer que dans la *notation chimique,* on suit un ordre inverse, on place d'abord l'initiale du corps le plus électro-positif: ainsi on écrit Cu O, SO^3, H Cl pour désigner le bioxyde de cuivre, l'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique, c'est-à-dire qu'on note les premiers le cuivre, le soufre et l'hydrogène, qui sont électro-positifs par rapport à l'oxygène, au soufre et au chlore.

L'*oxygène,* étant de tous les corps simples le plus répandu et celui dont les combinaisons existent en plus grand nombre, constitue dans la nomenclature deux classes de corps binaires, les *acides* et les *oxydes.*

Acides. — On a donné le nom d'acide à un corps qui a en généralune saveur aigre quand il est étendu, âcre et caustique s'il est concentré, qui rougit presque dans tous les cas la teinture végétale bleue du tournesol, et qui possède toujours la propriété de se combiner avec une autre classe de corps composés appelés *bases.* On désigne d'une manière générale, sous le nom d'*oxacides,* les acides composés d'oxygène et d'un corps simple ou composé.

Si les *acides* ne contiennent point d'eau, on les dit *anhydres;* s'ils sont *combinés* et non pas simplement mélangés avec de l'eau, on les appelle *acides hydratés,* tandis qu'on les désigne sous le nom d'*acides étendus d'eau,* quand ils sont simplement mélangés avec ce liquide.

Si l'*oxygène,* en se combinant avec une substance simple, forme un seul acide, on désigne celui-ci par le nom de cette substance, auquel on ajoute la terminaison *ique:* on dit, par exemple, *acide silicique, acide borique.* S'il peut, au contraire, donner naissance à deux acides en se combinant en diverses proportions avec la même substance, le moins oxygéné est terminé en *eux,* et celui qui contient plus d'oxygène en *ique:* ainsi lorsqu'on dit *acide arsénieux, acide arsénique,* on indique que les deux acides sont formés par l'arsenic et par l'oxygène, mais que le dernier est plus oxygéné que l'autre. Si l'oxygène peut se combiner avec une même substance pour former trois acides, et que l'un d'eux soit moins oxygéné que celui qui se termine en *ique,* et plus que celui qui se termine en *eux,* on fait précéder le nom du premier de la préposition *hypo,* au-dessous; tout comme on place cette préposition devant le nom de l'acide terminé en *eux,* s'il existe un acide moins oxygéné que celui qui se termine en *eux:* ainsi on dit *acide phosphorique, hypophosphorique, phosphoreux* et *hypophosphoreux.*

Oxydes. — On donne le nom d'oxydes à une autre classe de corps formés par l'oxygène et un corps simple qui sont insipides ou sapides, qui rougissent rarement la teinture bleue de tournesol, et qui *en général* ont une grande tendance à s'unir avec les acides pour former des sels.

Si l'*oxygène* ne peut fournir avec un corps simple qu'un de ces composés, on désigne celui-ci sous le nom d'*oxyde*; s'il peut, au contraire, s'unir avec un même corps, en plusieurs proportions, on appelle le premier composé *protoxyde,* le second *sesquioxyde* s'il contient une fois et demie autant d'oxygène que le premier, *bioxyde* s'il en renferme deux fois autant, *trioxyde* si la quantité d'oxygène est triple, etc.: ainsi on dit *protoxyde, bioxyde de mercure; protoxyde, sesquioxyde de fer.* On désigne aussi sous le nom de *peroxyde* celui qui est le plus oxydé, tandis qu'on appelle *sous-oxyde* celui qui est moins oxydé que le *protoxyde :* ainsi on dit *sous-oxyde* de plomb 2 Pb O, *protoxyde* de plomb Pb O, *bioxyde* ou *peroxyde* de plomb Pb O^2. Quand deux de ces oxydes sont combinés entre eux, et qu'ils produisent un composé analogue aux sels, on leur applique la nomenclature des sels (v. p. 23): ainsi le *minium,* formé de *protoxyde* et de *bioxyde* de plomb, est désigné sous le nom de *plombate* de *protoxyde de plomb,* parce qu'on suppose que le bioxyde de plomb joue le rôle d'un acide. Lorsque l'oxyde est combiné avec l'eau, on donne au composé le nom d'*hydrate :* ainsi on dit *hydrate* d'oxyde de fer, de protoxyde de potassium, et comme le même oxyde peut former plusieurs hydrates avec des proportions différentes d'eau, on dit *monohydrate, bihydrate,* etc.

Berzelius désigne sous le nom de *sous-oxyde* celui qui n'est pas assez oxydé pour s'unir aux acides, de *sur-oxyde* celui qui l'est trop, et d'*oxyde* celui qui l'est à un degré convenable. Lorsqu'un métal peut fournir plusieurs oxydes susceptibles de se combiner avec les acides, il termine le moins oxydé en *eux,* et celui qui est plus oxydé en *ique ;* le plus oxydé de tous est nommé *sur-oxyde :* ainsi on dira oxyde *manganeux,* oxyde *manganique,* et oxyde *sur-manganique.* Ces dénominations, adoptées par beaucoup de chimistes, ne valent pas, à beaucoup près, celles de *protoxyde,* de *sesquioxyde* et de *bioxyde,* parce qu'ici au moins on a l'avantage d'indiquer les proportions relatives d'oxygène qui entrent dans la composition des oxydes; ainsi on n'apprend rien sur la composition des oxydes de fer quand on a dit *oxyde ferreux* et *oxyde ferrique,* tandis qu'avec l'autre nomenclature on apprend qu'il y a une fois et demie autant d'oxygène dans le *sesquioxyde* que dans le *protoxyde* de fer.

L'*hydrogène* jouit, comme l'oxygène, de la propriété de se combiner avec un certain nombre de substances simples, et de donner naissance

à des produits qui tantôt sont acides, tantôt ne le sont pas. On donne le nom d'*hydracides* à ceux qui sont *acides* et dans lesquels l'hydrogène est uni à un corps simple ou composé. Pour désigner chacun de ces acides en particulier, on fait suivre le nom du corps électro-négatif de la terminaison *hydrique;* c'est ainsi que l'on appelle l'acide formé de chlore et d'hydrogène acide *chlorhydrique,* celui qui est composé de soufre et d'hydrogène acide *sulfhydrique.*

Jusqu'à présent on a nommé les produits *non acides formés par l'hydrogène hydrures,* quand ils sont solides, et *hydrogène carboné, phosphoré,* etc., quand ils sont gazeux. Berzelius, appliquant le principe général de nomenclature qui veut que l'on termine en *ure* les composés non acides de deux corps simples, et que cette terminaison soit donnée à l'élément le plus électro-négatif, c'est-à-dire à celui qui se porte au pôle positif, a proposé avec raison de dire *carbure* et *phosphure d'hydrogène.*

Lorsque *deux corps simples non métalliques,* autres que l'oxygène et l'hydrogène, se combinent ensemble, ou que l'un d'eux s'unit avec un métal, le nom du corps qui se porte au pôle positif est terminé en *ure* et suivi du nom de l'autre corps : c'est ainsi que l'on dit *sulfure de carbone, chlorure d'argent,* etc.

Si les mêmes éléments peuvent donner lieu à plusieurs degrés de combinaison, on se sert des mots *proto, sesqui, bi,* etc., dont on fait précéder le nom en *ure* du composé; on dit, par exemple, *protochlorure, bichlorure de mercure ; protosulfure, sesquisulfure de fer.*

Il est des corps simples *non métalliques,* autres que l'*oxygène* et l'*hydrogène,* qui, en se combinant avec d'autres corps de la même catégorie, donnent naissance à des *acides* dont les noms sont formés par celui du corps simple électro-négatif suivi de celui du corps électro-positif que l'on termine en *ique:* ainsi on dit *acides fluo borique, fluo silicique, sulfo carbonique, chloro phosphorique,* etc., pour exprimer des acides composés de fluor et de bore, de fluor et de silicium, de soufre et de carbone, de chlore et de phosphore. On dit d'une manière générale, en parlant de ces acides, que ce sont des *fluoacides,* des *sulfacides,* des *chloracides,* etc.

Lorsque deux métaux se combinent, le produit porte le nom d'*alliage;* on dit alliage de cuivre et de zinc. Si le mercure s'unit à un autre métal, l'alliage est désigné sous le nom d'*amalgame* (*amalgame de potassium, amalgame d'étain*).

Les combinaisons qui résultent de l'action d'un *oxacide* sur un *oxyde* constituent des *sels;* elles sont désignées par des noms formés de telle

manière, que l'acide détermine le genre, et l'oxyde l'espèce du sel. Ici l'acide doit être toujours nommé le premier, puisqu'un de ces sels décomposé par la pile fournit un acide qui se rend au pôle positif, tandis que l'oxyde se porte au pôle négatif. Toutes les fois que l'acide se termine en *ique*, cette terminaison se change en *ate*, et lorsqu'il est terminé en *eux*, elle se change en *ite*; puis l'on fait suivre le nom de l'acide ainsi transformé du nom de l'oxyde du métal qui a fourni l'oxyde. L'acide sulfurique donne des *sulfates*, l'acide sulfureux des *sulfites*, qui, unis au protoxyde de plomb, par exemple, formeront du sulfate de protoxyde de plomb, du sulfite de protoxyde de plomb. Il en est de même des acides hyposulfurique, hyposulfureux et hypochloreux, qui donnent avec les oxydes des hyposulfates, des hyposulfites et des hypochlorites. Il est bien entendu que l'on conservera à l'oxyde métallique combiné à l'acide le nom que lui donne sa composition : ainsi on dira de l'azotate de protoxyde de plomb, du sulfate de protoxyde de fer, du carbonate de protoxyde de zinc, du sulfate de sesquioxyde de fer, de l'azotate de bioxyde de cuivre. Toutefois pour abréger on dit souvent, à tort, azotate de plomb, sulfate de fer, carbonate de zinc, azotate de cuivre, etc. Ce langage doit être proscrit, parce qu'il n'indique pas au juste la nature du sel : ainsi celui qui se borne à dire sulfate de fer n'exprime pas s'il entend parler du sulfate de protoxyde ou de sesquioxyde.

Si deux ou un plus grand nombre d'équivalents d'oxyde s'unissent avec un équivalent d'acide, on dit alors que le sel est *bibasique, tribasique,* etc. De même, lorsque deux ou un plus grand nombre d'équivalents d'acide sont unis à un équivalent de base, on dit que le sel est *acide*, tandis qu'il est *en général* neutre lorsque les deux corps sont unis à équivalents égaux. Exemples : *phosphate sesquicalcique, azotate quadriplombique,* pour indiquer que l'acide phosphorique est combiné avec un équivalent et demi de protoxyde de calcium, et que l'acide azotique est uni à quatre équivalents de protoxyde de plomb ; et pour les sels acides, *bisulfate sodique, bioxalate , quadroxalate potassique,* pour montrer que deux équivalents d'acide sulfurique sont combinés avec un équivalent de protoxyde de sodium, et que deux ou quatre équivalents d'acide oxalique sont unis avec un équivalent de protoxyde de potassium.

Lorsque deux ou trois sels se combinent entre eux, on donne aux composés les noms de *sels doubles* ou *triples :* l'alun, formé de *sulfate d'alumine* et de *sulfate de potasse,* constitue un sel *double*; celui qui contient du *sulfate d'alumine,* du *sulfate de potasse* et du *sulfate d'ammoniaque,* constitue un sel *triple*.

Quant aux hydracides, je dirai plus loin que par leur réaction sur les oxydes métalliques, ils donnent naissance à de l'eau et à un composé binaire dont on termine le nom en *ure,* et qui rentre alors dans la catégorie des *chlorures,* des *iodures,* etc.

Les *sulfacides* et les *chloracides* fournissent également des *sels* en se combinant, les premiers avec des *sulfures* (*sulfo bases*), qui jouent en effet le rôle de *base,* et les autres avec des *chlorures ;* on désigne ces sels sous les noms de *sulfosels* et de *chlorosels :* ainsi on dit *sulfocarbonate* de *monosulfure* de *potassium,* pour nommer un sel composé de *sulfure de carbone* (acide sulfocarbonique) et de *monosulfure de potassium* (sulfobase).

Guyton de Morveau eut la gloire de créer cette belle nomenclature, dont l'objet principal est de donner aux composés des noms qui indiquent les éléments qui entrent dans leur composition. Lavoisier, Fourcroy et Berthollet, y firent quelques changements, de concert avec l'auteur.

Dénominations des composés organiques.

Les principes immédiats des végétaux et des animaux étant presque tous formés d'oxygène, d'hydrogène, de carbone, et quelquefois d'azote, il était difficile, pour ne pas dire impossible, de donner à ces principes des noms tirés de leur composition : aussi les désigne-t-on par des mots insignificatifs ou par d'autres qui expriment quelques-unes de leurs qualités, ou bien les substances qui les fournissent : ainsi on dit acides citrique, tartrique, acétique, etc.; sucre, arabine, stéarine, oléine, quinine, fibrine, urée, etc.

CHAPITRE PREMIER.

DES FLUIDES IMPONDÉRÉS.

DU CALORIQUE.

Le *calorique* est un fluide extrêmement subtil, faisant partie constituante de tous les corps, et dont les caractères principaux sont : 1° de se mouvoir sous forme de rayons lorsqu'il est libre ; 2° de produire par son accumulation sur tous les corps une dilatation plus ou moins sensible (1), suivie quelquefois de décomposition ; 3° d'agir par conséquent en sens contraire de l'attraction ; 4° de nous faire éprouver, lorsqu'il est en contact avec nos organes, une sensation particulière, connue sous le nom de *chaleur ;* 5° enfin de déterminer, par sa soustraction, des effets inverses aux précédents, savoir la contraction et le sentiment de froid.

Le calorique, en agissant sur les corps, peut les fondre d'abord sans les altérer (acide borique, borate de soude, hydrate de potasse, etc.), les fondre et les volatiliser (phosphore, soufre, chlorhydrate d'ammoniaque), les volatiliser sans les fondre (arsenic) ; les fondre, les décomposer, et en volatiliser les produits (azotate d'ammoniaque, qui après la fusion se décompose en eau et en protoxyde d'azote ; sulfate de fer, qui se transforme en sesquioxyde de fer, en acide sulfurique, etc.) ; les décomposer sans les fondre (bioxyde de manganèse, qui se partage en un oxyde particulier $3\ Mn\ O^4$, et en oxygène) ; enfin le calorique peut unir des corps qui ne peuvent pas se combiner à froid (plomb et soufre, oxygène et hydrogène). Quelquefois la combinaison ne s'effectue qu'à une température déterminée, au delà de laquelle elle est détruite ; ainsi le mercure absorbe l'oxygène à 350° environ, et forme un composé qui perd son oxygène si on le chauffe plus fortement.

(1) Il n'y a qu'un très-petit nombre de corps qui fassent exception.

DE LA LUMIÈRE.

La lumière, comme le calorique, détermine la dilatation et l'échauffement des corps, phénomènes qui depuis longtemps ont conduit les physiciens à admettre qu'elle renferme du calorique; elle opère également la décomposition de certains corps. Les rayons lumineux du soleil, qui sont plus denses que les autres, influent davantage sur la composition des corps; en général, ils tendent à dégager l'oxygène de ceux qui en contiennent : ainsi l'acide azotique concentré est ramené à l'état d'acide hypoazotique, l'or et l'argent sont séparés à l'état métallique des dissolutions salines, etc. La faculté d'éclairer, d'échauffer, et d'agir chimiquement sur les corps, reconnue aux rayons lumineux, fait que l'on s'accorde aujourd'hui à regarder ceux-ci comme formés : 1° de plusieurs rayons lumineux *colorés ;* 2° de rayons *calorifiques obscurs,* susceptibles d'échauffer et de dilater les corps; 3° d'autres rayons *obscurs,* capables de *produire des effets chimiques,* tels que la coloration en violet du chlorure d'argent.

Les rayons *calorifiques obscurs* qui font partie de la lumière sont susceptibles d'échauffer et de dilater les corps; ils sont réfractés par le prisme et produisent un spectre plus allongé que celui que forment les rayons lumineux colorés, parce que ceux-ci sont moins réfrangibles que les autres. Si l'on plonge un thermomètre dans les différentes parties du spectre produit par les rayons calorifiques obscurs, on voit qu'il ne s'échauffe pas dans le rayon violet ni à côté de lui en dehors du spectre, et qu'il s'échauffe beaucoup, au contraire, dans le rayon rouge et surtout à une faible distance de l'extrémité rouge du spectre; dans les parties intermédiaires du spectre, la température est d'autant plus élevée qu'on s'approche davantage de la portion rouge. (Voy., pour plus de détails, la lettre de M. Melloni; *Annales de chimie,* décembre 1831.) Les rayons calorifiques de la lumière du *feu* sont également susceptibles d'être réfractés, condensés et décomposés, de manière à former un spectre de sept couleurs principales; mais ils contiennent moins de calorique que ceux de la lumière du soleil, et *le laissent échapper avec plus de facilité :* en effet, ils ne peuvent traverser une lame de verre sans se combiner avec elle, sans l'échauffer; tandis que les rayons lumineux traversent le verre sans l'échauffer sensiblement, comme l'a prouvé depuis longtemps Mariotte (*Traité des couleurs*).

Quant aux rayons *obscurs* qui font partie de la lumière, qui sont *susceptibles de produire des effets chimiques,* et que M. Draper propose de

nommer *tithoniques*, on sait qu'ils sont également réfractés par le prisme, qu'ils ne produisent point de chaleur, qu'ils ne suivent point des conducteurs métalliques, qu'ils n'ont pas le pouvoir de déterminer la dilatation des corps, et qu'ils se trouvent au delà de la portion violette du spectre solaire ; ainsi un papier enduit de chlorure d'argent blanc ne change point de teinte dans le rayon rouge, tandis qu'il noircit beaucoup à l'extrémité externe du rayon violet. A la vérité, quelques expériences tendent à faire croire que la portion rouge du spectre peut également produire un certain nombre d'effets chimiques, en sorte qu'il est des physiciens qui pensent que le côté violet favorise la décomposition ou la réduction de plusieurs corps, tandis que le rouge faciliterait l'oxydation. Mais ces faits ne sont ni assez nombreux ni assez concluants pour que l'on doive adopter encore cette opinion, quoiqu'ils démontrent que les rayons qui tombent aux deux extrémités du spectre ne sont pas de même nature. Il est probable, d'ailleurs, que plusieurs des phénomènes *soi-disant* chimiques développés par la portion rouge du spectre, dépendent uniquement de ce que la température de cette extrémité est plus élevée que dans aucune autre portion du spectre.

DU FLUIDE ÉLECTRIQUE.

La plupart des physiciens admettent, pour expliquer les phénomènes électriques, deux fluides, le *fluide électrique positif* ou *vitré*, et le *fluide électrique négatif* ou *résineux*.

A. Tous les corps de la nature contiendraient à la fois ces deux fluides, qui seraient combinés et se neutraliseraient tellement, qu'au premier abord on ne se douterait pas de leur existence dans les corps.

B. On connaît plusieurs moyens propres à détruire cette combinaison : alors l'un de ces fluides, ou tous les deux à la fois, deviennent sensibles, et l'on voit qu'ils jouissent toujours de la même propriété, savoir celle d'attirer d'abord et de repousser ensuite les corps légers : le fluide vitré attire en outre le fluide résineux et en est attiré, tandis que les fluides du même nom se repoussent.

C. Les moyens dont il s'agit sont : 1° le *frottement :* il suffit de frotter pendant quelques instants un morceau de résine ou de verre pour les rendre électriques, ou pour leur communiquer la propriété d'attirer d'abord et de repousser ensuite les corps légers ; 2° la *chaleur :* il est des corps qui, étant chauffés à un degré convenable, s'électrisent, tandis qu'ils ne donnaient aucun signe d'électricité à froid ; je citerai la tourmaline ; 3° le *contact :* on sait qu'en pressant l'un contre l'autre deux

corps de différente nature, tels que du zinc et du cuivre, l'un d'eux acquiert l'électricité positive, tandis que l'autre devient négatif.

D. Le fluide électrique peut être transmis par certains corps que l'on appelle *conducteurs,* tels que les métaux, les animaux, etc.; d'autres, au contraire, ne lui livrent point passage, et portent le nom d'*idioélectriques,* ou non conducteurs : tels sont les huiles, les résines, le verre, etc. La faculté conductrice du cuivre étant représentée par 100, celle de l'or sera 93, celle de l'argent 73, celle de l'étain 21 ; celles du platine et du potassium seront encore moindres. (Becquerel.)

E. Le fluide électrique élève assez la température de certains corps pour les fondre et les enflammer.

Le fluide électrique joue un très-grand rôle en chimie; c'est un des agents les plus puissants que l'on connaisse pour opérer la décomposition des corps : aussi cette science a-t-elle fait des progrès immenses depuis que son application est devenue plus générale.

Je crois devoir étudier séparément l'influence de l'*étincelle électrique* et celle de la *pile voltaïque* sur la composition et la décomposition des corps.

Influence de l'étincelle électrique sur la composition et la décomposition des corps. — Dans certaines circonstances, l'*étincelle électrique favorise la séparation des éléments des corps composés.* Le gaz ammoniac (1), le gaz acide sulfhydrique (2), les carbures et les phosphures d'hydrogène (3), sont décomposés et réduits à leurs éléments par un courant d'étincelles électriques; il en est de même de l'*eau,* lorsqu'on la soumet à l'action d'un certain nombre d'étincelles. Dans d'autres circonstances, l'*étincelle électrique favorise* la combinaison des corps : ainsi une seule étincelle suffit pour transformer en eau 1 volume de gaz oxygène et 2 volumes de gaz hydrogène, phénomène d'autant plus remarquable, que je viens d'établir la possibilité de décomposer ce fluide par le même agent. Lorsqu'on fait passer un grand nombre d'étincelles à travers un mélange de 100 parties en volume de gaz azote, de 250 de gaz oxygène, et d'une certaine quantité de chaux ou de potasse humides, on obtient de l'acide azotique, et par suite un azotate. Le chlore et l'hydrogène, à volumes égaux, se combinent par l'action de l'étincelle et produisent de l'acide clorhydrique : 1 volume d'oxygène et 2 volumes d'oxyde de carbone donnent de l'acide carbonique.

---

(1) Composé d'hydrogène et d'azote.
(2) Composé d'hydrogène et de soufre.
(3) Composés d'hydrogène et de carbone, ou de phosphore.

Influence de la pile électrique sur la décomposition des corps. — J'aurai le plus grand soin de faire connaître par la suite l'action que ces fluides exercent sur les différents corps simples ou composés; mais je puis énoncer d'une manière générale que si, dans un corps *AB*, les molécules de *A* peuvent se constituer dans un état d'électricité positive, et celles de *B* dans un état d'électricité négative, il sera possible de les séparer les unes des autres au moyen de la pile, quelle que soit leur affinité réciproque : en effet, le fluide positif de la pile attirera les molécules négatives de *B*, tandis que les molécules de *A* seront attirées par le fluide négatif.

Je crois devoir appuyer cette proposition d'un certain nombre d'exemples propres à mettre dans tout son jour l'influence de la pile sur la décomposition des corps. 1° *Décomposition de l'eau.* Ce fluide est décomposé par la pile en oxygène qui est attiré par le pôle positif, et en hydrogène qui l'est par le pôle négatif. *Explication.* Puisque l'oxygène est attiré par le pôle positif de la pile, il devra être électro-négatif, et l'hydrogène qui est attiré par le pôle négatif devra être électro-positif. Il faut donc admettre que la décomposition d'une particule d'eau par la pile a lieu, parce que l'affinité qui existe entre l'oxygène et l'hydrogène est vaincue par l'énergie avec laquelle l'oxygène est attiré par le pôle positif et repoussé par le pôle négatif, et par l'énergie avec laquelle l'hydrogène est attiré par le fluide négatif et repoussé par le fluide positif. 2° Les oxydes, les acides et les sels, seront également décomposés par la pile.

Voici, d'après Berzelius, l'ordre suivant lequel on peut ranger les différents corps simples, relativement à l'état d'électricité dans lequel ils se constituent.

Oxygène.	Bore.	Mercure.	Cérium.
Soufre.	Carbone.	Argent.	Thorinium.
Azote.	Antimoine.	Cuivre.	Zirconium.
Fluor.	Tellure.	Urane.	Aluminium.
Chlore.	Tantale.	Bismuth.	Yttrium.
Brome.	Titane.	Étain.	Glucynium.
Iode.	Silicium.	Plomb.	Magnésium.
Sélénium.	Hydrogène.	Cadmium.	Calcium.
Phosphore.	Or.	Cobalt.	Strontium.
Arsenic.	Osmium.	Nickel.	Barym.
Chrome.	Iridium.	Fer.	Lithium.
Molybdène.	Platine.	Zinc.	Sodium.
Vanadium.	Rhodium.	Manganèse.	Potassium.
Tungstène.	Palladium.		

Le second de ces corps (le soufre) sera *électro-positif* si on le compare au premier, et *électro-négatif* relativement au troisième; ou, d'une manière plus générale, un de ces corps sera électro-positif à l'égard de ceux qui le précèdent, et électro-négatif si on le compare à ceux qui le suivent. *Exemples :* que l'on décompose par la pile un corps formé d'oxygène et d'azote, l'oxygène se portera au pôle positif, comme électro-négatif, et l'azote au pôle négatif, parce qu'il est électro-positif. Si la pile agit sur un corps composé d'azote et d'hydrogène, l'azote se portera vers le pôle positif comme électro-négatif, et l'hydrogène vers le pôle négatif, parce qu'il est électro-positif dans ce cas.

Berzelius a fait voir que les composés d'*oxygène* et d'un des corps suivants, *soufre, azote, chlore, brome, iode, sélénium, phosphore, arsenic, molybdène, chrome, tungstène, bore, carbone, antimoine, tellure, tantale, titane, silicium* et *hydrogène,* sont électro-négatifs par rapport aux composés d'oxygène et d'un des autres corps simples. Ainsi, admettons que l'acide sulfurique (formé d'oxygène et de soufre) soit combiné avec la chaux (composée d'oxygène et de calcium); si on soumet à l'action de la pile le composé d'acide sulfurique et de chaux, l'acide se portera vers le pôle positif, comme électro-négatif, et la chaux vers le pôle négatif, en sa qualité de corps électro-positif. Un acide, dit cet auteur, lorsqu'il cherche à généraliser la proposition, est toujours électro-négatif, par rapport à l'oxyde avec lequel il est uni, qui est au contraire électro-positif.

Lois concernant la décomposition des corps par le fluide électrique. — M. Faraday a établi que lorsqu'un même courant électrique traverse successivement plusieurs corps différents pouvant se décomposer sous son influence, *les poids des éléments qu'il sépare dans chacun d'eux* sont entre eux *comme les équivalents chimiques de ces éléments.* Ainsi, lorsque les pôles d'une pile plongent dans deux appareils contenant l'un du *chlorure de plomb* fondu, l'autre du *chlorure d'argent* également fondu et mis en communication par un corps conducteur, le chlore sera transporté dans chaque appareil du côté du pôle positif, parce qu'il est électro-négatif comparé au plomb et à l'argent, tandis que ces deux métaux se rendront au pôle négatif. *Le rapport entre le poids du plomb et le poids de l'argent sera précisément celui qui existe entre l'équivalent du plomb et celui de l'argent.*

M. Edmond Becquerel, dans un mémoire intitulé *des Lois qui président à la décomposition électro-chimique des corps,* s'exprime ainsi : « Lorsqu'une combinaison binaire ou ternaire est soumise à l'action décomposante de l'électricité, et qu'elle est décomposée, *la décomposition se*

fait toujours à proportions définies ; de telle sorte que pour *un* équivalent d'électricité employé (1), *un* équivalent de l'élément électro-négatif, ou du moins du composé qui joue le rôle d'acide dans la combinaison, se porte au pôle positif, et la quantité correspondante de l'élément électro-positif, ou qui joue le rôle de base, se porte au pôle négatif. »

S'il faut *un* équivalent d'électricité pour décomposer *un* équivalent d'une combinaison quelconque, rapportée à un équivalent d'acide, on peut admettre que si les deux éléments électro-positif et électro-négatif qui forment la combinaison sont séparés et viennent à se recombiner ensemble, par leur réaction chimique, ils dégagent exactement un équivalent d'électricité. De là, en se reportant à la loi énoncée plus haut, on déduit les conclusions suivantes.

1° Lorsqu'un équivalent d'un corps, soit simple, soit composé, se combine avec un ou plusieurs équivalents d'un autre corps, si le premier joue le rôle d'élément électro-négatif ou d'acide dans la combinaison, le dégagement d'électricité qui résulte de leur action chimique est tel, qu'il se produit toujours un équivalent d'électricité.

2° Si un équivalent d'un corps tel que l'oxygène s'est déjà combiné avec un autre qui joue le rôle de base, et que la combinaison s'unisse de nouveau avec l'équivalent du premier corps, c'est-à-dire d'oxygène, pour former un sel de bioxyde, il se dégage encore, lors de cette deuxième réaction, *un* équivalent d'électricité comme précédemment. Ainsi la quantité d'électricité dégagée ne dépend que du corps qui joue le rôle d'acide dans la combinaison. (*Ann. de ch. et de phys.*, juin et juillet 1844.)

Influence de la pile sur la composition des corps. — Après avoir examinéles phénomènes relatifs à la *décomposition* des corps par la pile, je dois étudier ceux qui ont pour objet les *combinaisons* qu'elle est susceptible d'opérer. Que l'on introduise de l'argent dans de l'eau, et qu'on le fasse communiquer avec le pôle positif d'une pile en activité, il s'oxydera, tandis que l'eau seule ne l'altère point. Le tellure, qui n'exerce point d'action sur ce liquide, se transformera en hydrure si on le met dans l'eau et qu'on le fasse communiquer avec le pôle négatif d'une pile, etc. (Voy., pour plus de détails, l'article *Attraction* du *Dictionnaire des sciences naturelles.*)

Mais quel est le rôle que peut jouer le fluide électrique dans les diverses

(1) On appelle équivalent d'électricité la quantité d'électricité sous forme de courant qui décompose un équivalent d'eau.

combinaisons et décompositions chimiques? Cette question, étant sans contredit une des plus importantes de la théorie moderne, mérite d'être approfondie. Je ferai remarquer : 1° que lorsque les fluides électriques positif et négatif se combinent, il y a production de chaleur et de lumière; or, dans la plupart des combinaisons chimiques, il y a aussi dégagement de chaleur; dans quelques cas même, il se dégage de la lumière; 2° que tous les corps composés, soumis à l'influence simultanée des deux fluides à l'aide de la pile électrique, par exemple, sont décomposés; 3° qu'au moment où la combinaison s'opère, il y a dégagement d'électricité. Ce dernier fait est prouvé par les expériences suivantes de M. Becquerel.

A. Dès que la potasse ou la soude touchent un acide, il y a un courant électrique énergique; l'acide s'enveloppe d'électricité vitrée, et l'alcali d'électricité résineuse. Il en est de même lorsqu'on substitue à la potasse ou à la soude un métal sur lequel l'acide puisse exercer une action; il est probable, pour ne pas dire certain, que l'électricité que fournit la pile provient surtout de l'action chimique qu'exerce l'acide azotique qu'on emploie sur le cuivre et le zinc qui constituent cette pile. *B.* On observe un courant électrique, moins fort à la vérité, lorsqu'on opère la combinaison d'un alcali et d'un oxyde métallique, par exemple lorsqu'on fait agir la potasse sur les oxydes de zinc et de plomb. *C.* On remarque des phénomènes analogues quand on fait naître des précipités dans une dissolution, pourvu toutefois que ces précipités ne soient pas le résultat d'une double décomposition : ainsi le courant électrique est sensible lorsqu'on verse de la potasse caustique dans du sulfate de magnésie dissous (il se précipite alors de la magnésie); tandis qu'il est impossible de l'apprécier quand on décompose le sulfate de soude neutre par l'azotate de baryte. (*Ann. de ch. et de phys.*, t. XXIII et XXIV.)

Il s'agit maintenant d'examiner s'il ne serait pas possible d'expliquer toutes ces réactions, à l'aide des seules forces électriques, sans le concours de l'affinité, comme l'a proposé Ampère. Les phénomènes qu'il faut expliquer pendant les *combinaisons* sont le dégagement de calorique et d'électricité, et quelquefois de lumière, ainsi que la stabilité des combinaisons, c'est-à-dire comment il se fait que des molécules constituantes de diverse nature restent combinées tant que l'on ne fait pas intervenir de nouvelles forces.

Théorie d'Ampère. Chaque molécule constituante a une électricité qui lui est propre et dont elle ne peut jamais se séparer; donc cette molécule, que je supposerai électrisée *positivement,* ne pourra jamais exister dans une atmosphère de fluide *neutre* sans décomposer en partie celui-ci, sans

en attirer le fluide *négatif,* qui formera autour de la molécule une atmosphère négative. Une molécule constituante électrisée *négativement,* placée dans les mêmes conditions, se trouvera enveloppée d'une atmosphère *positive.* Supposons maintenant que ces deux molécules viennent à se rapprocher, les deux atmosphères de noms contraires se combineront et reproduiront du fluide naturel. Si les deux molécules sont l'une et l'autre fortement électrisées, les atmosphères qui les entourent seront elles-mêmes très-étendues et très-denses, et leur combinaison produira non-seulement de la chaleur, mais encore de la lumière. Ces deux atmosphères étant détruites, ou du moins l'une d'elles, les molécules constituantes resteront combinées, puisqu'elles ont conservé leurs électricités propres ; d'où il suit que dans toute combinaison chimique il faudrait admettre deux mouvements attractifs, celui des deux atmosphères électriques de noms contraires et celui des molécules constituantes : le premier est un phénomène transitoire ; l'autre est permanent.

Mais en adoptant cette hypothèse, comment concevoir le dégagement d'électricité qui se manifeste constamment pendant les réactions chimiques ; comment se fait-il que les deux atmosphères en se combinant ne se détruisent pas complétement, puisqu'elles forment du fluide neutre, et pourquoi y a-t-il dispersion sensible de fluide électrique? M. Dumas, à qui j'ai emprunté tout ce qui se rapporte à la théorie d'Ampère, dit à ce sujet : « Pour concevoir comment il se fait qu'on observe toujours un dégagement considérable d'électricité en pareil cas, il faut se reporter aux circonstances mêmes de l'expérience : elle se réduit en général à opérer la combinaison de deux corps dans un vase où l'on fait plonger les deux extrémités d'un galvanomètre ; les fils métalliques du galvanomètre offrent donc à l'électricité un passage facile, et c'est en cela que consiste toute l'explication du phénomène. Concevons, en effet, deux molécules électrisées en sens inverse et placées aux deux extrémités d'un arc métallique : tant qu'elles seront éloignées, leurs atmosphères resteront en place ; mais si on les rapproche suffisamment pour que la combinaison s'effectue, les atmosphères se combinant tout à coup, les molécules mises à nu pourront emprunter au fil une portion de son électricité, et il s'établira dans ce fil un courant électrique qui durera jusqu'à ce que les molécules soient combinées. Il est évident que la molécule vitrée prendra du fluide négatif du fil, et que la molécule résineuse lui empruntera au contraire du fluide positif. »

Si les phénomènes que l'on observe pendant la *combinaison* des corps s'expliquent facilement à l'aide des forces électriques, il est encore plus

aisé de se rendre compte de ceux qui accompagnent les décompositions, en admettant que la pile électrique restitue aux molécules constituantes *A* et *B*, d'un composé *AB*, les atmosphères électriques dont ces molécules doivent être toujours enveloppées lorsqu'elles sont libres. (Voy., pour mieux comprendre ce qui se rapporte à l'influence décomposante de la pile, la page 30.)

Deux objections ont surtout été faites à la théorie d'Ampère. On a dit: 1° Si chaque molécule constituante est animée d'une électricité qui est positive, et toujours la même pour telle molécule et négative pour telle autre, comment se fait-il que le chlore, l'iode, le brome, etc., que vous regardez comme étant électrisés *positivement* lorsqu'on les compare à l'oxygène, soient considérés comme étant électrisés *négativement* quand on les compare à l'hydrogène et à tous les corps qui sont placés au-dessous d'eux dans l'échelle électrique (v. p. 30)? A cela Ampère répond que l'on peut envisager tous les corps comme renfermant la *même espèce* d'électricité (dans lequel cas, on n'admettrait qu'un seul fluide électrique), seulement celui-ci en contiendrait plus que celui-là; dès lors, en supposant que l'électricité de la surface de la terre fût représentée par l'*unité*, on aurait des molécules plus électrisées et d'autres moins électrisées que cette unité; tel corps aurait la moitié de cette unité, tel autre le tiers, le quart, le cinquième, le sixième, etc.; tel autre en renfermerait une, deux, trois, quatre fois, etc., autant que l'unité de convention. On voit que cette hypothèse répondrait suffisamment à l'objection. 2° Si l'affinité dépend exclusivement de l'état électrique, l'oxygène, qui est le corps le plus électro-négatif, devrait avoir d'autant plus d'affinité pour les autres corps simples, que ceux-ci seraient plus électro-positifs; c'est pourtant ce qui n'a pas toujours lieu: ainsi, pour n'en citer qu'un exemple, l'affinité de l'oxygène pour le calcium est moins grande que celle qui existe entre le chlore et le calcium, puisque le chlore chasse l'oxygène de l'oxyde de calcium et prend sa place; et pourtant le chlore est moins électro-négatif que l'oxygène. Il faut l'avouer, cette objection est restée sans réponse *satisfaisante*, car je ne pense pas que l'on puisse considérer comme telle celle qui ferait dépendre ce phénomène du nombre des molécules, ou pour mieux dire des quantités absolues du fluide électrique, dont les molécules constituantes du chlore et de l'oxygène seraient animées; aussi suis-je obligé d'admettre que les forces électriques n'influent pas seules sur les réactions chimiques, quoiqu'elles jouent un très-grand rôle, et que, dans certains cas du moins, plusieurs autres circonstances, telles que la nature même des molécules constituantes, leur nombre, leur position relative, etc., impriment à ces réactions

des modifications plus ou moins importantes et encore inconnues.

Le fluide électrique est rangé parmi les excitants. On s'en est servi avec avantage dans un très-grand nombre de cas, comme dans certaines paralysies, dans le rhumatisme simple et goutteux, dans la surdité qui n'est pas de naissance, dans l'amaurose, dans la suppression des règles, etc. Il faut pourtant convenir que son emploi n'a été suivi d'aucun succès chez plusieurs individus atteints de ces diverses maladies. Les observations relatives à l'usage médical de cet agent ne sont pas assez nombreuses pour qu'il soit permis de déterminer les cas où il faut s'en servir. Le fluide électrique peut être communiqué au corps, au moyen du bain, par les pointes, par frictions à travers la flanelle, par décharge de la machine électrique, par la bouteille de Leyde, et par la pile.

CHAPITRE II.

DES CORPS SIMPLES PONDÉRABLES.

Les corps simples pondérables sont distingués en corps simples *non métalliques,* improprement désignés sous le nom de *métalloïdes,* et en corps *métalliques* ou *métaux.*

ARTICLE PREMIER.

DES CORPS SIMPLES NON MÉTALLIQUES.

Les caractères de ces corps sont de n'être pas en général conducteurs de l'électricité ni de la chaleur, d'appartenir tous à la série des corps électro-négatifs par rapport aux métaux, et de gagner par conséquent le pôle positif lorsqu'on les sépare par la pile des métaux avec lesquels ils pouvaient être unis, de n'avoir pas en *général* cet éclat, ce poli que l'on est accoutumé à voir aux métaux, et en outre, comme caractère essentiel, de ne pouvoir, en s'unissant à l'oxygène, produire des oxydes susceptibles de s'unir aux acides pour former des sels; loin de là, ils donnent naissance à des composés neutres ou acides.

Pour faciliter l'étude des corps non métalliques, je les classerai dans les quatre catégories suivantes, formant chacune une famille naturelle :

1re	2e	3e	4e
Oxygène.	Bore.	Fluor.	Phosphore.
Soufre.	Silicium.	Chlore.	Arsenic.
Sélénium.	Carbone.	Brome.	Azote.
Tellure.	Hydrogène.	Iode.	

DE L'OXYGÈNE. O. Equivalent = 100.

(De ὀξύς, aigre, et γεννάω, j'engendre.)

L'*oxygène* est, de tous les corps simples, le plus universellement répandu dans la nature, à l'état libre ou de combinaison.

Gaz oxygène. — Il est *permanent,* incolore, inodore, insipide, d'une densité de 1,10563; il est le plus électro-négatif de tous les corps.

Caractères distinctifs. 1° Si l'on plonge une allumette présentant un point en ignition dans une éprouvette remplie d'oxygène, elle se rallume tout à coup et brûle avec une flamme bien plus brillante que dans l'air. Il en est de même pour tous les corps susceptibles de se combiner avec lui : ainsi du fer, du charbon, du phosphore, dont un point seulement de la surface serait porté à la température rouge, plongés dans un vase contenant de l'oxygène, y brûleraient avec rapidité, en répandant une lumière des plus vives. 2° Il est sans action sur la teinture de tournesol et sur l'eau de chaux; 3° il est peu soluble dans l'eau; 4° un mélange de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxygène, soumis dans un eudiomètre, à l'action de l'étincelle électrique, ne donne que de l'eau; 5° il colore en jaune orangé le gaz bioxyde d'azote, qu'il transforme en acide hypo-azotique. Ces trois derniers caractères permettent de distinguer le gaz oxygène du gaz protoxyde d'azote.

Poids de l'équivalent. Ainsi que je l'ai dit (page 18), son équivalent est représenté par 100, pris comme terme de comparaison, pour déterminer celui des autres corps simples.

Sa découverte est due à Priestley, à Scheele et à Lavoisier, qui l'obtinrent presque en même temps, en 1774; mais Lavoisier en reconnut les principales propriétés, qui depuis sont devenues la base de la chimie moderne.

Usages. Il jouit seul, pourvu qu'il soit mêlé à quatre cinquièmes environ de son volume d'azote, de la propriété d'entretenir la vie des animaux et des végétaux; il fournit l'aliment nécessaire à la combustion dans nos cheminées et dans nos fourneaux. Il a encore des usages excessivement nombreux, dont je parlerai à mesure que je ferai l'histoire des corps avec lesquels on le combine.

Action sur l'économie animale. Il doit être considéré comme un excitant. Lors de sa découverte, plusieurs médecins conçurent l'espoir de diminuer l'intensité des symptômes de la phthisie pulmonaire en le faisant respirer; mais il détermina une excitation telle de la membrane muqueuse des poumons, qu'on fut obligé d'y renoncer. Il paraît agir avantageusement dans l'asthme humide, dans la chlorose, dans les affections scrofuleuses, les empâtements du bas-ventre, dans certaines affections lentes des poumons et des viscères abdominaux, dans le commencement du rachitis, le scorbut, mais principalement dans l'asphyxie par défaut d'air, et dans l'empoisonnement par les gaz toxiques.

Extraction. On peut obtenir le gaz oxygène par plusieurs procédés.

Je décrirai les deux qui sont le plus généralement employés. Ils sont fondés sur la propriété que possèdent certaines combinaisons de l'oxygène avec d'autres corps, d'être détruites par l'action de la chaleur. Ainsi l'on introduit quelques grammes de chlorate de potasse (1) desséché dans une petite cornue de verre *C*, d'une capacité double du volume de la substance (voy. pl. 1re, fig. 1re); on adapte à son col, au moyen d'un bouchon, un tube recourbé *T*, propre à recueillir le gaz, et qui se rend sous une cloche remplie d'eau *M*. On chauffe graduellement jusqu'au delà de 400°; à une température inférieure, on n'obtiendrait pas tout l'oxygène contenu dans le sel. L'air de l'appareil d'abord se dilate, se dégage; le sel fond, se décompose, et l'on peut recueillir alors l'oxygène, qui sort de cette masse en produisant un bouillonnement servant à régler la marche de l'opération. Dans cette réaction, le chlorate de potasse laisse dégager tout l'oxygène par l'action de la chaleur, et il reste dans la cornue une matière blanche qui n'est plus que du chlorure de potassium.



$$\underbrace{Cl\,O^5}_{\text{Acide chlorique.}},\ \underbrace{K\,O}_{\text{Potasse.}} = \underbrace{Cl\,K}_{\text{Chlorure de potassium.}},\ \underbrace{O^6}_{\text{Oxygène.}}$$

100 grammes de chlorate de potasse fournissent 39gr,16 d'oxygène. On facilite la décomposition de ce chlorate en le mélangeant avec une petite quantité de platine divisé, de bioxyde de cuivre ou de bioxyde de manganèse, sans que l'on sache comment ces corps agissent.

L'autre procédé consiste à substituer à la cornue de verre du précédent appareil une cornue de grès, dans laquelle on introduit 150 grammes de bioxyde de manganèse purifié. Alors on chauffe graduellement jusqu'au rouge : à cette température, l'oxyde perd le tiers de son oxygène, qui se dégage et vient se rendre dans les cloches disposées pour le recevoir. Cette quantité de bioxyde de manganèse peut fournir 3 ou 4 litres d'oxygène. Il reste dans la cornue un oxyde rougeâtre $= 3\,Mn\,O^4$. Voici la réaction



$3\,Mn\,O^2$ qui contiennent 6 équivalents d'oxygène $= 3\,Mn\,O^4,\ O^2$.

100 grammes de bioxyde renferment 63,36 de manganèse et 36,64 d'oxygène. Il se dégage 12 grammes, 22 d'oxygène, et il reste dans la cornue 87 grammes, 78 d'oxyde rougeâtre, contenant 63,36 de manganèse et

---

(1) Acide chlorique $= Cl\,O^5$ et potasse $= K\,O$.

24,42 d'oxygène. Si, au lieu de chauffer le bioxyde de manganèse seul, on fait bouillir dans un matras ce bioxyde avec de l'acide sulfurique concentré, on obtient la *moitié* de l'oxygène de ce bioxyde, et il reste dans le matras du sulfate de *protoxyde* de manganèse.

Tous les composés oxygénés susceptibles d'être décomposés par l'action de la chaleur pourront fournir de l'oxygène en les plaçant dans les conditions que je viens d'indiquer : tels sont entre autres les oxydes d'argent, de mercure, l'azotate de potasse, etc.

L'eau contenant toujours une certaine quantité d'un mélange de gaz oxygène et d'azote, il en résulte, si l'on reçoit le gaz oxygène sous des cloches pleines d'eau, comme cela se pratique habituellement, que cet oxygène est toujours mêlé d'un peu d'azote ; il importe donc, pour avoir l'oxygène pur, de le recueillir sous le mercure. Cette remarque s'étend à l'extraction de tous les gaz recueillis sur l'eau.

DU SOUFRE. S. Équivalent = 200.

Le soufre est une substance très-répandue dans la nature ; il existe à l'état natif, principalement aux environs des volcans ; tantôt il est cristallisé, tantôt il est en masses ou en poussière fine ; on le trouve combiné avec des métaux, comme dans les pyrites de fer, de cuivre, etc. ; il fait partie des sulfates de chaux (plâtre), de magnésie (sel d'Epsom), et de tous les autres sulfates, sels excessivement communs ; enfin il entre dans la composition de certaines substances animales, de quelques huiles essentielles et de quelques eaux minérales.

Le soufre est un corps solide, d'une belle couleur jaune-citron, affectant deux formes différentes incompatibles, qui sont tantôt l'octaèdre allongé à base rhomboïdale, tantôt le prisme oblique à base rhomboïdale, selon les moyens employés pour le faire cristalliser. Il est insipide, pouvant acquérir une légère odeur par le frottement, très-friable ; sa cassure est luisante ; sa densité est de 2,087. Il est si mauvais conducteur de l'électricité et de la chaleur, qu'il suffit d'en tenir un bâton dans la main pendant quelques instants pour qu'il fasse entendre un craquement dû à l'inégale dilatation que subissent ses parties par la chaleur de la main, qui quelquefois suffit même pour le briser.

Lorsqu'on le soumet peu à peu à l'action de la chaleur, il fond à 110° c. A cette température, il est très-fluide et conserve sa couleur jaune jusqu'à 140°. Mais pousse-t-on la chaleur jusque vers 160°, il commence à s'épaissir, devient rougeâtre, et si l'on chauffe encore davantage, jusque entre 220° et 260°, il devient brun et acquiert une consistance telle qu'on

peut renverser le vase qui le contient sans que la masse change même de place ; si on continue à le chauffer, il reprend quelque fluidité. Enfin vers 460°, il entre en ébullition et se volatilise. Si le soufre présente, comme on le voit, une anomalie bien remarquable dans les modifications que lui fait subir la chaleur, les phénomènes qu'il produit par un refroidissement brusque, lorsqu'il se trouve à l'un de ces différents états, ne sont pas moins remarquables. En effet, si le soufre fondu à la température de 115°, et d'une liquidité parfaite, est projeté dans l'eau froide, il se solidifie tout à coup, devient friable, et conserve sa couleur propre ; mais si on le porte de 220° à 240°, qu'on le projette de même dans l'eau froide, lorsqu'il est par conséquent en fusion visqueuse, il est mou, transparent et de couleur rougeâtre. Il peut s'étirer en fils fins et élastiques ; il ne devient dur qu'au bout de quelque temps. Il y a donc un rapport constant entre la température à laquelle s'opère la trempe et l'altération que le soufre en éprouve.

Lorsque le soufre a été fondu dans un creuset et qu'il s'y est refroidi lentement, les molécules, obéissant à la force de cohésion qui leur est propre, se rapprochent ; il se forme alors à l'extérieur de la masse fondue une sorte de croûte, tandis que la partie intérieure, encore liquide, cristallise peu à peu. Si l'on crève alors cette pellicule, et que l'on fasse écouler la partie encore liquide, on isolera toute la portion qui en se solidifiant la première aura cristallisé, et l'on aura des cristaux qui auront la forme d'aiguilles prismatiques. Si, au contraire, on fait dissoudre du soufre dans du sulfure de carbone, et qu'on laisse évaporer le liquide lentement, on obtiendra encore des cristaux, mais qui auront la forme d'octaèdres allongés.

La *lumière* qui traverse les cristaux de soufre éprouve une double réfraction. Lorsqu'on le frotte, il devient *électro négatif*. Il est *électro-positif* par rapport à l'oxygène, et *électro-négatif* par rapport à l'azote. (Voy. p. 30.)

Le *gaz oxygène* n'exerce sur le soufre aucune action marquée à la température ordinaire ; mais il se combine avec lui si on le chauffe. Si l'on introduit un morceau de soufre qui présente un point en ignition dans une éprouvette à pied remplie de ce gaz, il l'absorbe avec dégagement de calorique et d'une lumière blanche bleuâtre, et passe à l'état de gaz acide sulfureux, facile à reconnaître à son odeur piquante, qui est la même que celle du soufre qui brûle à l'air. Il se produit aussi une très-petite quantité d'acide sulfurique.

On peut obtenir, par des moyens directs ou indirects, sept composés d'oxygène et de soufre, qui sont tous acides.

Caractères distinctifs du soufre. 1° Ses propriétés physiques ; 2° lorsqu'il brûle au contact de l'air ou du gaz oxygène, il se forme du gaz acide sulfureux, reconnaissable à son odeur.

Usages. Le soufre fait partie constituante de la poudre à canon ; on l'emploie pour soufrer les allumettes, et pour préparer les acides sulfureux et sulfurique, dont on fait une grande consommation dans les arts. Le soufre est un excitant général qui paraît agir particulièrement sur les fonctions du système exhalant. Il est utile dans certains cas d'engorgements scrofuleux, d'œdème, de catarrhes, de paralysie produite par les vapeurs mercurielles ou saturnines ; on l'emploie surtout avec succès dans le traitement de la gale, des dartres, de la teigne : on l'applique sous forme d'onguent préparé avec de la graisse de porc ou avec du cérat ; quelquefois aussi, pour guérir la gale, on se sert d'un liniment fait avec parties égales de soufre et de chaux vive, parfaitement triturés et incorporés dans de l'huile d'olives ou d'amandes douces. Administré à l'intérieur, le soufre est regardé comme purgatif, à la dose de 4 à 12 grammes ; mais à petites doses, on doit le considérer comme excitant, spécialement dans les affections chroniques du poumon et des viscères abdominaux. On le fait prendre avec des extraits, ou bien sous forme de bols, de pastilles, d'électuaires, ou en suspension dans du lait ; la dose est de 50 centigrammes à 4 grammes par jour. On l'emploie aussi sous forme de *baumes,* qui ne sont autre chose que des huiles essentielles tenant du soufre en dissolution : ainsi on donne de 20 à 24 gouttes de *baume de soufre térébenthiné,* de *baume de soufre anisé,* de *baume de soufre succiné ;* enfin les fameuses pilules de Morton, si souvent employées par cet auteur dans la phthisie pituitaire, et qui ne paraissent réussir que dans les catarrhes chroniques, contiennent du baume de soufre anisé.

Extraction. On retire le soufre des matières terreuses auxquelles il est mélangé, ou en décomposant par la chaleur les sulfures naturels de fer ou de cuivre. 1° Le minerai, tel qu'on l'extrait des solfatares de Sicile, subit une première opération sur les lieux mêmes, qui consiste à le faire fondre dans de grandes chaudières, à le maintenir ainsi fondu pendant quelque temps, afin de laisser déposer les matières terreuses, et à décanter le soufre, qui est mis à refroidir dans des fosses en pierre ; en cet état il porte le nom de soufre brut en masse. Pour le purifier et pour obtenir le soufre sublimé ou en canon, on procède à la distillation du soufre brut. L'appareil dont on se sert se compose d'une première chaudière dans laquelle le soufre est mis en fusion, afin d'en dégager à l'air libre tous les gaz hydrogénés qu'il pourrait contenir, et au fond

de laquelle se déposent, en vertu de leur pesanteur, la plus grande quantité des matières terreuses qu'il pourrait encore retenir. Le soufre ainsi liquéfié s'écoule, par un robinet situé un peu au-dessus du fond de cette chaudière, dans un cylindre placé horizontalement sur un fourneau, et porté à une température excédant un peu 400°; l'extrémité postérieure du cylindre, courbée en forme d'S, débouche dans une chambre où la vapeur arrive. Si cette chambre est grande, et que le travail soit suspendu pendant la nuit, toute la vapeur est immédiatement condensée et se dépose sous forme d'une poudre très-fine qui porte le nom de *fleurs de soufre* (soufre sublimé); cette fleur contient constamment de l'acide sulfureux, et souvent de l'acide sulfurique; pour la purifier, il faut la laver avec de l'eau chaude et la faire sécher à une douce chaleur. Dans le cas, au contraire, où la chambre est assez petite pour que les parois s'échauffent assez rapidement, et que le travail soit continué jour et nuit, la vapeur de soufre n'étant plus ramenée qu'à l'état liquide, on peut couler ainsi le soufre dans des moules de bois qui lui donnent la forme de bâtons coniques; c'est alors du soufre en canon.

2° L'extraction du soufre des sulfures métalliques s'opère en soumettant ceux-ci à l'action de la chaleur dans des cylindres de grès, et en recevant le soufre qui s'en dégage dans des pots contenant de l'eau. On recueille aussi celui qui se dégage pendant le grillage de ces minerais à l'air libre, et qui se dépose autour des monceaux où l'opération s'effectue. Ce soufre a une couleur verte, due à un ecertaine quantité de sulfure de fer qui a été entraîné pendant la distillation; on le purifie en le faisant fondre et en le laissant refroidir lentement dans des tonneaux : le sulfure de fer se dépose; on prend la partie supérieure, et on la soumet à une dernière distillation.

DU SÉLÉNIUM. Se. Équivalent = 491.

Le sélénium a été découvert, à la fin de 1816, par Berzelius; il a déjà été trouvé : 1° dans le soufre de Fahlun et de Lipari, où il existe en très-petite quantité; 2° dans l'*eukairite;* 3° associé au plomb, au mercure, au cobalt, au cuivre, et à l'état de séléniure de potassium, dans le duché d'Anhalt-Bernburg. Son nom a été dérivé de *selen,* la lune, pour rappeler son analogie avec le *tellure* (dérivé de *tellus, telluris,* la terre).

Le sélénium, refroidi après avoir été fondu, est solide, brillant, et d'une couleur brune; sa cassure est vitreuse et couleur de plomb; sa poudre est d'un rouge foncé; il n'est point dur, le couteau le raye aisé-

ment; il est fragile : sa densité est de 4,28 s'il est vitreux, et de 4,80 s'il est granuleux et qu'il ait été refroidi lentement. Il est mauvais conducteur du calorique et de l'électricité.

Soumis à l'action du *feu* dans des vaisseaux fermés, il fond à 100° : ainsi fondu, si on le laisse refroidir, il reste mou pendant un certain temps et peut se pétrir entre les doigts ou se tirer en longs fils; si on le chauffe presque jusqu'au rouge, il bout et peut être distillé à environ 700° c. (Sacc). La vapeur, condensée contre des corps froids, donne une poudre rouge cinabre, très-inflammable, se transformant, par la combustion, en acide sélénieux.

Lorsqu'on projette sur un charbon incandescent du sélénium, il brûle avec une flamme bleuâtre, et répand une fumée rouge due à la condensation des vapeurs qui ont échappé à la combustion; dans ce cas, une partie du sélénium passe à l'état d'acide sélénieux, et une autre se change en un composé gazeux encore mal connu, qui exhale une odeur fétide de *raifort*, et que l'on a désigné sous le nom d'oxyde de sélénium. D'après Sacc, le sélénium chauffé dans l'air ou dans l'oxygène *parfaitement* secs n'y répand aucune odeur, et ne s'enflamme pas.

Le *soufre* peut s'unir directement avec le sélénium et donner un sulfure d'une couleur orange foncée, très-fusible, et soluble dans la potasse et la soude; il est formé de 100 parties de *sélénium* et de 60,75 de *soufre*.

L'acide sulfurique dissout le sélénium et acquiert une couleur verte; l'eau le précipite de cette dissolution sous forme d'une poudre rouge.

Caractères distinctifs du sélénium. 1° Ses propriétés physiques; 2° l'odeur qu'il répand lorsqu'on le met sur les charbons ardents; 3° son action sur l'acide sulfurique.

Le sélénium est sans usages.

Extraction. On retire le sélénium de la galène sélénifère de Falhun, en la grillant dans des fours où le sélénium se sublime avec le soufre; mais il faut faire en sorte que, pendant le grillage, l'air ait assez d'accès pour brûler la totalité ou au moins la presque totalité du soufre. Il y a encore beaucoup d'autres méthodes à l'aide desquelles on se procure le sélénium, mais qui sont peu employées en grand et qu'il serait trop long de décrire.

DU TELLURE. Te. Équivalent = 806,5.

Le tellure fut découvert en 1782 par Muller, dans un minerai d'or de Transylvanie. Il existe à l'état natif et en combinaison avec l'or, l'argent, le fer et le plomb; on l'a trouvé aussi combiné au bismuth, à Schemnitz en Hongrie.

Il est d'un blanc argentin et très-brillant; sa cassure est lamelleuse comme celle de l'antimoine ; sa densité est de 6,26.

Chauffé à l'abri de l'air, il fond au-dessous de la chaleur rouge et se volatilise entièrement; mais au contact de l'*oxygène* ou de l'air, il brûle avec une flamme d'un bleu verdâtre; il forme avec l'oxygène deux composés, l'acide tellureux (oxyde de tellure) $Te\ O^2$, et l'acide tellurique $Te\ O^3$.

L'*hydrogène* se combine avec le tellure, et donne un produit qui présente beaucoup d'analogie avec l'acide sulfhydrique.

Le *chlore* s'unit directement avec lui avec dégagement de chaleur et de lumière; il se dissout dans l'acide sulfurique sans s'oxyder, et la liqueur offre une belle couleur rouge purpurine.

Caractères distinctifs du tellure. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action à chaud sur le gaz oxygène ou sur l'air; 3° sa dissolution dans l'acide sulfurique.

Il n'a aucun usage.

Extraction. On l'obtient facilement en chauffant jusqu'au rouge le minerai de Schemnitz débarrassé de sa gangue, avec un poids égal au sien de carbonate de potasse et de charbon. On traite la masse par l'eau qui dissout du tellurure de potassium, et acquiert une couleur rouge vineuse, tandis que le bismuth et l'excès de charbon ne sont pas dissous. La liqueur abandonnée à l'air laisse déposer du tellure, que l'on purifie par des lavages à l'acide et par la distillation.

DU BORE. Bo. Équivalent = 136,15.

Le bore est un corps simple qui ne se trouve jamais pur dans la nature, mais qui fait partie de trois composés naturels, savoir : de l'acide borique (boracique), du borax (borate de soude), et du borate de magnésie.

Il est solide, pulvérulent, très-friable, insipide, inodore, d'un brun verdâtre, et plus pesant que l'eau.

Chauffé jusqu'au rouge blanc, il se racornit, devient plus foncé et plus dense. Il est *électro-positif* par rapport à l'oxygène (voy. p. 30).

Lorsqu'on le met en contact avec le *gaz oxygène,* à la température ordinaire, il n'éprouve aucune altération; mais si on le chauffe jusque un peu au-dessous de la chaleur rouge, il se combine avec ce gaz, et forme de l'acide borique qui entre en fusion en dégageant une grande quantité de calorique et de lumière. Le *soufre* en vapeur peut se combiner avec le bore chauffé au rouge blanc.

Caractères distinctifs du bore. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'oxygène ou sur l'air, à une température élevée.

Extraction. On introduit dans un tube de cuivre parties égales de potassium coupé en fragments, et d'acide borique vitrifié et pulvérisé (composé d'oxygène et de bore); on dispose le mélange de manière qu'il y ait successivement une couche de métal et une autre d'acide; on ferme le tube avec un bouchon de liége auquel on a pratiqué une légère fissure pour donner issue à l'air, et on le fait rougir. Le potassium décompose une partie de l'acide, s'empare de son oxygène, et met le *bore* à nu; la portion d'acide non décomposé forme, avec la potasse produite, du borate de potasse. Lorsque le tube est refroidi, on fait bouillir le mélange, à plusieurs reprises, avec de l'eau, afin de dissoudre tout le borate de potasse; alors on fait sécher le bore, et on le conserve à l'abri du contact de l'air.

DU SILICIUM. Si. Équivalent = 266,7.

Le silicium ne se trouve dans la nature qu'à l'état d'acide silicique (silice), matière très-abondante et très-généralement répandue. Il offre la plupart des caractères extérieurs du bore; il est d'un brun-noisette, sombre, sans le moindre éclat métallique, inodore, insipide, sans action sur le tournesol ni sur le sirop de violettes.

Il ne conduit point l'électricité; il paraît appartenir à la classe des corps les plus infusibles. Il brûle à l'air ou avec le contact du gaz *oxygène,* et forme de la silice (acide silicique) s'il n'a pas été fortement chauffé; mais s'il a été préalablement soumis à une haute température, il est *incombustible,* même dans le gaz oxygène.

Il peut se combiner avec le *soufre.*

Caractères distinctifs du silicium. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action à chaud sur le gaz oxygène ou sur l'air.

Il est sans usages.

Il a été obtenu par Berzelius en décomposant, par le potassium, le fluorure double de silicium et de potassium.

DU CARBONE. C. Équivalent = 75.

Le carbone est très-répandu dans la nature : tantôt on le trouve pur, comme dans le diamant, tantôt il est uni à d'autres principes, comme dans toutes les substances végétales et animales, dans le charbon ordinaire, l'anthracite, etc.; cette dernière est quelquefois formée de carbone presque pur; enfin il existe constamment dans l'atmosphère, com-

biné avec l'oxygène à l'état de gaz acide carbonique, et quelquefois à l'état de gaz hydrogène carboné (1).

Le diamant ou le carbone pur se trouve dans les Indes orientales, principalement dans le royaume de Golconde et de Visapour; on en a aussi découvert dans la Serra do Frio, district du Brésil. Il se présente ordinairement sous forme de cristaux très-brillants, limpides, transparents, incolores, qui sont des octaèdres ou des dodécaèdres, ou des sphéroïdes à 48 faces triangulaires, curvilignes; quelquefois ces cristaux sont roses, orangés, jaunes, verts, bleus ou noirs; leur poids spécifique varie depuis 3,5 jusqu'à 3,55; leur dureté est telle qu'ils ne sont rayés et usés que par leur propre poudre. C'est sur ces propriétés qu'est fondée la taille des diamants vendus dans le commerce.

Soumis à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, le diamant n'éprouve aucune altération, ainsi que le fit voir Macquer en 1776; son pouvoir réfringent est de 3,1961, celui de l'air étant 1,0000. Newton, s'appuyant sur la propriété de réfracter fortement la lumière que possèdent les corps combustibles, fut amené à soupçonner le premier la combustibilité du diamant. Il est *électro-positif* par rapport au bore, et électro-négatif par rapport à l'hydrogène (voy. pag. 30). Lorsqu'on soumet le diamant à l'action d'une forte chaleur produite par la pile de Bunsen, il se ramollit, se partage en plusieurs fragments, perd sa transparence, augmente de volume, devient noir, et se change en un charbon d'une densité de 2,677, entièrement comparable au coke et qui peut être brisé entre les doigts (Jaquelain).

Le gaz *oxygène* n'exerce aucune action sur le diamant à froid; mais si on élève la température, il se combine avec lui, disparaît, et forme de l'acide carbonique. Dès 1694, les académiciens de Florence, en sou-

---

(1) La *plombagine* ou la mine à crayon qui se trouve en France, en Espagne, en Bavière, en Angleterre et en Norvège, a été longtemps considérée comme formée de 8 à 10 parties de fer et de 90 à 92 de charbon; mais il est prouvé aujourd'hui que le fer que l'on obtient assez généralement de ses cendres n'y est qu'accidentel, et qu'elle n'est composée que de charbon dans un état particulier (Kartsten). Mêlée avec l'argile, on l'emploie pour faire des crayons, des creusets, etc.

L'*anthracite* est une variété de charbon contenant, suivant les espèces, de 89,77 à 92,56 de carbone, de 1,67 à 3,92 d'hydrogène, de 2,45 à 3,99 d'oxygène et d'azote, et de 0,94 à 4,67 de cendres (Regnault).

Le noir de fumée ne contient guère que 80 p. % de carbone, et se trouve mélangé à des matières résineuses et à des sels de différentes espèces.

mettant le diamant à l'action d'un miroir ardent, avaient vu qu'il brûlait et disparaissait. Ce fait fut confirmé par François-Étienne de Lorraine, qui substitua à une lentille un violent feu de forge. Plus tard, en 1776, Guyton de Morveau et Lavoisier mirent sa combustibilité hors de doute en répétant ces expériences; ils s'assurèrent alors que le diamant brûlé dans le gaz oxygène produisait constamment de l'acide carbonique, d'où ils conclurent qu'il devait contenir du carbone. H. Davy démontra enfin que le diamant était du carbone pur, puisqu'il fournissait, en brûlant dans le gaz oxygène, la même quantité de gaz acide carbonique que le carbone pur, sans que le volume du gaz éprouvât la moindre variation. Il y a quelques années, M. Dumas a non-seulement reproduit ces phénomènes, mais il a déterminé d'une manière irrévocable, on peut le dire, la composition de l'acide carbonique et le véritable poids de l'équivalent du carbone.

On ne connaît pas l'action du *soufre* sur le carbone pur (voy. *Charbon*).

Le *bore* et le carbone ne se combinent pas.

Caractères distinctifs du diamant. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur le gaz oxygène ou sur l'air à une température élevée.

Je bornerai ici l'histoire chimique du diamant, puisqu'il se confond avec le charbon ordinaire, dont les propriétés et les caractères sont beaucoup mieux connus.

Usages. Le diamant est un objet de luxe; on peut s'en servir pour rayer les autres corps, et surtout pour couper le verre et pour faire des microscopes; il grossit les objets par rapport au verre dans la proportion de 8 : 3.

DU CHARBON.

Sous ce nom, on désigne le produit de la calcination en vases clos des matières végétales ou animales. Comme les végétaux contiennent de l'hydrogène, de l'oxygène et du charbon, et que les matières animales, indépendamment de ces trois éléments, renferment de l'azote, on conçoit facilement que les propriétés du charbon ainsi obtenu ne soient pas toujours les mêmes; le charbon retient en outre toutes les matières minérales fixes qui faisaient partie des végétaux ou des animaux qui ont servi à sa préparation. — Le charbon peut donc contenir de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote; ce dernier surtout caractérise le charbon des matières animales (1). On peut purifier le char-

(1) D'après Dœbereiner, 100 parties de charbon de sapin ont fourni 98,56 de

bon végétal en le chauffant fortement dans un creuset, pendant une heure environ, à la chaleur d'une bonne forge.

Ainsi préparé, le charbon est toujours solide, noir, inodore, insipide, fragile, et plus ou moins poreux; sa densité varie; il est plus dense lorsqu'il provient de la calcination de bois durs que lorsqu'il a été fourni par du bois blanc; son poids spécifique est un peu plus considérable que celui de l'eau, cependant il la surnage ordinairement, à raison de l'air contenu dans ses pores; mais si on le laisse pendant quelque temps en contact avec l'eau, la majeure partie de l'air se dégage, et alors il se précipite.

Tel qu'on le trouve le plus souvent, il est mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité; cependant M. Chevreuse a remarqué que lorsqu'il a été calciné, il devient beaucoup plus dense, d'une texture plus serrée, et que dans cet état il conduit parfaitement la chaleur et l'électricité, ce qui l'a fait employer pour garnir le pied des paratonnerres. Il n'est ni fusible ni volatil; il agit sur la lumière comme tous les corps opaques noirs. L'électricité n'a aucune action sur lui; seulement, lorsqu'on termine les deux pôles d'une forte pile par deux petits cônes de charbon, dont les sommets sont très-près l'un de l'autre, la communication des deux fluides se manifeste en dégageant une lumière des plus vives, soit que l'on agisse dans le vide, dans l'air, au milieu d'un gaz impropre à la combustion, ou sous l'eau; la pointe du charbon placée au pôle négatif se creuse, tandis que le charbon placé au pôle positif se recouvre d'un dépôt charbonneux, ce qui semble indiquer qu'il s'est fait un transport de charbon d'un pôle à l'autre.

Lorsqu'après avoir fait rougir un morceau de *charbon*, on le plonge dans du mercure, et qu'on l'introduit, sans le sortir à l'air, dans une éprouvette remplie d'un gaz quelconque et placée elle-même sur la cuve à mercure, on remarque qu'il y a absorption de ce gaz et dégagement de calorique, sans pourtant que le gaz se combine avec le charbon. Théodore de Saussure, qui a étudié en particulier ce phénomène, a trouvé que 1 vol. de charbon de buis, préalablement chauffé et refroidi à l'abri de l'air, a absorbé, à la température de 12 degrés et sous la pression de 76 centimètres :

---

carbone et 1,44 d'hydrogène, et 100 parties de charbon animal obtenu en calcinant de la gélatine ont donné 71,7 de carbone, et 28,3 d'azote.

90 volumes de gaz ammoniac.		
85	—	acide chlorhydrique.
65	—	acide sulfureux.
55	—	acide sulfhydrique.
40	—	protoxyde d'azote.
35	—	acide carbonique.
35	—	hydrogène bicarboné.
9,42	—	oxyde de carbone.
9,25	—	oxygène.
7,50	—	azote.
1,75	—	hydrogène.

Les divers charbons n'ont pas tous indistinctement le même pouvoir absorbant; mais ils absorbent les différents gaz en quantités qui sont entre elles dans le même rapport pour tous : par exemple, si un volume d'un certain charbon absorbe la moitié moins de gaz acide sulfureux qu'un même volume de charbon de buis, il absorbera la moitié moins de toute autre espèce de gaz; en outre, l'absorption est d'autant plus grande que *la température est plus basse, la pression plus forte, le charbon moins pulvérisé, plus sec et plus dense, à moins cependant que la densité ne soit telle que les gaz ne puissent plus pénétrer dans ses pores;* d'où il suit que ce phénomène est tout à fait mécanique. En général, les gaz les plus solubles dans l'eau sont ceux qui sont absorbés en plus grande quantité par le charbon.

Le charbon possède également la propriété d'absorber un grand nombre de matières colorantes dissoutes, ce qui le fait employer en si grande quantité dans l'industrie, pour le raffinage du sucre en particulier. Ainsi, que l'on verse sur une partie de charbon réduit en poudre (celui qui provient des os est le meilleur) dix parties de teinture de tournesol, que l'on agite pendant quelques minutes, l'on observera, en filtrant la liqueur, que la matière colorante a été complétement absorbée; l'eau passera incolore et très-limpide. C'est à Lowitz, chimiste russe, que l'on est redevable de la découverte de cette propriété, qui depuis a été si féconde en résultats. Je dirai, à la page 53, que le charbon peut aussi déterminer la précipitation d'un grand nombre de corps inorganiques.

Lorsqu'on introduit du charbon qui présente un point en ignition dans une éprouvette remplie de *gaz oxygène,* ces deux corps se combinent; il y a dégagement de calorique et de beaucoup de lumière, et il se forme du gaz *acide carbonique*; de l'eau de chaux versée dans cette éprouvette se trouble et dépose des flocons blancs composés d'acide carbonique et de chaux. Ce qu'il y a de remarquable dans cette expérience, c'est que l'acide carbonique obtenu occupe précisément un volume égal à ce-

lui de l'oxygène qui entre dans sa composition (1). Il résulte des analyses de MM. Dumas et Stas, qu'en faisant passer du gaz oxygène sur du carbone à chaud, ces deux corps se combinent dans le rapport de 8 : 3 ; l'acide carbonique est donc formé de carbone 27,27 et d'oxygène 72,73, ou bien de deux équivalents d'oxygène = 200, et d'un équivalent de carbone = 75. La formule CO^2 représente deux volumes de cet acide ou un équivalent. La chaleur dégagée par la combustion d'un kilogramme de charbon peut porter à l'ébullition 79 kilog. 14 d'eau à zéro. (Despretz.)

Les charbons très-denses, comme celui de chêne, brûlent plus difficilement que ceux qui sont très-légers, comme celui de fusain; ceux qui ont été obtenus par distillation sont plus légers et plus combustibles que ceux qui ont été préparés par la carbonisation en plein air (2).

Le charbon calciné peut se combiner avec le *soufre* et donner naissance à trois composés, le *sulfure de carbone liquide* (liqueur de Lampadius), le *sulfure de carbone solide,* et le *sulfure gazeux ;* celui-ci n'est pas le résultat de l'action directe (Berzelius.)

Le *sulfure de carbone liquide,* ou liqueur de Lampadius CS^2, est un corps transparent, d'une odeur fétide, analogue à celle du chou pourri, d'une très-grande volatilité; sa densité à 15° est de 1,271. Il bout et distille à 48° ; il n'a pu encore être solidifié, même par un froid très-énergique; il est indécomposable par la chaleur seule. A la température ordinaire, l'air ni l'oxygène n'ont aucune action sur lui, tandis qu'à une température élevée le carbone et le soufre passent à l'état d'acide carbonique et d'acide sulfureux ; alors il brûle avec une belle flamme bleue. Il dissout le soufre et le phosphore ; si l'on abandonne ces dissolutions à une évaporation lente, le soufre et le phosphore cristallisent. Il est à peine soluble dans l'eau.

Il est formé de 15,79 de carbone et de 84,21 de soufre.

---

(1) J'ai déjà dit, à la page 12, que les corps se combinent en volume dans des rapports simples.

(2) La proportion de cendres que laisse un charbon en brûlant varie avec les espèces de bois qui les ont fournies.

D'après M. Berthier, cette proportion de cendres est :

Pour 100 de bois de tilleul.	50	de cendres.
— de chêne.	25	id.
— de faux ébénier.	12	id.
— de bouleau. . . .	10	id.
— de sapin.	8	id.
— de charme. . . .	26	id.
— de hêtre.	30	id.

On le prépare en faisant passer du soufre en vapeur sur du charbon porté à une température rouge, dans l'intérieur d'un tube de porcelaine placé dans un fourneau; l'une des extrémités, que l'on pourra fermer par un bouchon, sert à introduire le soufre par fragments et de temps en temps, tandis que l'autre, unie à une allonge communiquant avec un ballon, reçoit le sulfure de carbone qui vient s'y condenser. Il convient de mettre un peu d'eau dans le ballon pour faciliter la condensation; le sulfure de carbone, dans ce cas, se rassemble au fond du liquide sous forme d'un corps oléagineux, jaunâtre, que l'on purifie en le distillant seul dans une petite cornue. (Voy. pl. 1re, fig. 2.)

Il est rangé par Wutzer et Pellengam parmi les excitants diffusibles les plus énergiques, dont l'action se porte particulièrement sur le système utérin et sur la peau. On l'a administré comme emménagogue et comme sudorifique, à la dose de 3 à 8 gouttes, dans les affections rhumatismales et goutteuses sans fièvre ou accompagnées d'une fièvre très-légère; on l'a aussi employé en frictions sur les points affectés de rhumatisme, sur les tumeurs arthritiques chroniques, et les engorgements tophacés récents.

Sulfure de carbone solide. — C'est le charbon qui reste dans le tuyau de porcelaine à la fin de l'opération qui a fourni le sulfure liquide; il est très-corrodé; brûlé avec de l'azotate de potasse dans un creuset, il fournit du sulfate de potasse, ce qui prouve qu'il contient du soufre.

Sulfure de carbone gazeux.—Gaz découvert par Scheele, et qui se produit par la distillation dans une cornue d'un mélange de sulfure de potassium (foie de soufre) et de charbon de bois bien calciné et pulvérisé. Il est incolore, d'une odeur légère, analogue à celle de l'acide sulfhydrique, inflammable, et donnant par la combustion de l'acide *sulfureux* et de l'acide *carbonique,* insoluble dans l'eau et décomposable instantanément par le chlore qui en précipite du soufre. Il serait à souhaiter qu'on approfondît davantage l'étude de ce gaz.

Le *bore* et le charbon ne se combinent pas.

Caractères distinctifs du charbon. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action à chaud sur le gaz oxygène ou sur l'air.

Usages. Il fait partie de la poudre à canon, de l'encre d'imprimerie, de l'acier; on s'en sert beaucoup dans les mines pour enlever l'oxygène aux oxydes métalliques; on polit avec lui plusieurs métaux; les peintres se servent de celui de fusain pour esquisser leurs dessins. Le charbon est employé avec succès pour détruire l'*amertume* de plusieurs substances, pour priver les matières végétales et animales qui commencent à se putréfier de leur *odeur* et de leur *saveur* désagréables; on peut rendre po-

table l'eau de mare chargée de débris d'animaux, au moyen des fontaines épuratoires de MM. Smith et Ducommun, qui ne sont autre chose que des filtres de charbon ; les tonneaux charbonnés à l'intérieur conservent l'eau pour les marins ; la viande faisandée perd son mauvais goût lorsqu'on la fait bouillir dans de l'eau avec une certaine quantité de charbon. Il suffit de nettoyer avec du charbon pulvérisé les vases imprégnés des odeurs de l'acide succinique, de l'acide benzoïque, de l'acide sulfureux, des huiles empyreumatiques, des punaises, etc., pour les en débarrasser entièrement. Un très-grand nombre de liquides peuvent être *décolorés* par cette substance.

Le charbon provenant du sang desséché, des poils, de la corne ou des sabots, que l'on a fait brûler avec le carbonate de potasse, et que l'on a laissé ensuite dans l'eau, est celui qui jouit au plus haut degré des propriétés dont je parle. Le *noir d'ivoire* (charbon d'os), beaucoup moins énergique que le précédent, est supérieur de plusieurs degrés au meilleur charbon de bois, dans lequel cependant cette propriété est déjà très-prononcée. Le degré d'activité du charbon dépend de l'état de ses molécules : ainsi, s'il est terne et divisé chimiquement, il est toujours, quelle que soit sa nature, plus décolorant que celui qui est brillant et comme vitrifié; la calcination peut même avoir été portée assez loin pour que le charbon ne jouisse plus de la propriété décolorante. On peut obtenir un charbon *végétal* doué de cette faculté à un degré très-marqué, en ne charbonnant les matières qu'après les avoir mélangées avec des substances qui puissent s'opposer à l'agrégation des molécules charbonneuses, telles que les os calcinés à blanc, la pierre ponce, etc. On prépare avec les matières *animales* molles des charbons décolorants, égaux en force à ceux des matières animales solides, en mélangeant ces matières, avant de les carboniser, avec les os calcinés et la pierre ponce : les alcalis fixes confèrent au charbon la propriété décolorante à un haut degré, en atténuant leurs molécules; c'est ce qui a lieu surtout lorsque le charbon contient de l'azote qu'il peut perdre par sa calcination avec ces alcalis.

Comment le charbon agit-il dans les cas dont je viens de parler ? Sans pouvoir répondre encore d'une manière satisfaisante, je dirai qu'il a été reconnu : 1° que le charbon jouit d'une grande force absorbante ; 2° qu'il enlève tantôt à froid, tantôt à chaud seulement, des oxydes et même des sels dissous dans l'eau ; 3° que dans certains cas, il va jusqu'à décomposer ces sels, dont il absorbe l'oxyde, laissant les acides libres dans les liqueurs ; d'où il suit qu'il y a des inconvénients réels à employer le charbon comme décolorant dans les analyses toxiques, et que j'ai par

conséquent eu raison d'en proscrire l'usage, sous ce point de vue, depuis plusieurs années; 4° qu'il absorbe à *froid* certains principes amers, et qu'*à l'aide de la chaleur* il enlève aux nombreuses dissolutions amères sur lesquelles on a expérimenté jusqu'à ce jour toute leur amertume, pourvu qu'il soit employé dans la proportion de 30 % de matière. (*Journal de chim. médicale,* numéro de mai 1846.)

Plusieurs médecins emploient le charbon comme antiputride. M. Récamier, qui l'a quelquefois administré avec succès dans les fièvres dites bilieuses rémittentes, a observé qu'il avait la propriété de détruire la mauvaise odeur des matières excrémentitielles. Réduit en poudre et mêlé avec du sucre, il est très-bon dentifrice; uni à un mucilage, à un aromate, il est propre à former des pastilles qui corrigent la mauvaise haleine; on le conseille pour absorber la matière des flatuosités et de la tympanite; on peut l'employer pour mondifier les ulcères de mauvais caractère, quoique le quinquina jouisse de cette propriété à un degré supérieur. Il paraît avoir été utile dans la teigne; on l'applique sur la tête du malade préalablement débarrassée des croûtes et nettoyée au moyen de l'eau de savon. En général, le charbon doit être lavé et tamisé avant son administration : la dose est de 1 à 4 grammes; on le fait prendre au malade sous le nom de *magnésie noire.*

Extraction. On le prépare en grand dans les forêts, en couvrant de terre des monceaux de menus bois auxquels on met le feu, et en ayant soin toutefois de ne pas le laisser enflammer; on obtient ainsi le charbon ordinaire. Mais un des meilleurs procédés pour l'avoir pur dans les laboratoires consiste à calciner fortement une substance végétale, telle que du sucre, après l'avoir débarrassée des matières minérales qu'elle pourrait contenir par plusieurs cristallisations successives. En opérant en grand, on n'obtient guère que 17 à 18 % de charbon, tandis que le bois séché à l'air en contient 38,5 %. La décomposition du bois en vases clos en fournit 27 à 28 %.

DE L'HYDROGÈNE. H. Équivalent = 12,5.

(De ὕδωρ, eau, et de γεννάω, j'engendre.)

L'hydrogène se trouve très-abondamment dans la nature. Il entre dans la composition de toutes les substances végétales et animales, de l'eau, des hydracides, de l'ammoniaque, et de tous les sels ammoniacaux, etc. D'après M. Boussingault, il existe en très-petite quantité dans l'atmosphère.

L'hydrogène est un gaz *permanent,* incolore, sans odeur lorsqu'il est parfaitement pur, sans saveur; sa densité n'est que de 0,0691 à 0,0695.

d'après MM. Dumas et Boussingault; il est le plus léger de tous les corps; il pèse quatorze fois et demie moins que l'air. Il est de tous les corps simples non métalliques le plus électro-positif.

Le *gaz oxygène* exerce une action remarquable sur l'hydrogène, et dont les effets varient selon les circonstances dans lesquelles ces gaz se trouvent placés. 1° Si l'on approche un corps enflammé d'une éprouvette remplie d'hydrogène, celui-ci prend feu, brûlé en répandant une flamme peu intense et en produisant une légère détonation.

2° Si, au lieu de faire brûler l'hydrogène au contact de l'air libre, on commence par remplir d'eau un flacon à l'émeri, en le plongeant dans la partie inférieure d'une cuve à eau; si, lorsqu'il est plein, on le renverse et on le porte à la surface du liquide jusqu'à ce que les cinq sixièmes environ se trouvent dans l'atmosphère; si l'on introduit assez de gaz oxygène pour que le tiers de l'eau dont il est rempli soit expulsé; si l'on y fait entrer un volume double de gaz hydrogène qui chasse l'eau qui y restait encore; si on le bouche en le tenant toujours plongé dans le liquide, puis qu'on le retire; si on enveloppe d'un linge toute sa surface, excepté l'extrémité du goulot, afin de se garantir des accidents qui pourraient résulter de la rupture du flacon; si on le débouche et qu'on approche aussitôt son ouverture d'une bougie enflammée, à peine le mélange des deux gaz est-il en contact avec le corps incandescent, que l'on entend une vive détonation, et que l'on aperçoit une lumière plus ou moins intense. (*Théorie*, voy. pag. 56.)

3° Si le mélange de deux parties de gaz hydrogène et d'une de gaz oxygène se trouve dans une vessie munie d'un robinet auquel on a adapté un bouchon percé pour recevoir un tube de verre effilé à la lampe, et que l'on comprime la vessie, afin de faire passer le gaz à travers une dissolution de savon épaisse, préalablement disposée dans un mortier de fer, on remarque que les bulles de gaz font mousser le savon, le dilatent, et lui donnent une forme plus ou moins globuleuse. Si, dans cet état, on retire la vessie et le tube, et qu'on approche avec précaution un corps enflammé de la surface du savon, on détermine une vive détonation. (*Théorie*, voy. pag. 56.)

4° Lorsqu'on procède à la combustion de l'hydrogène à l'abri du contact de l'air, on observe encore plusieurs phénomènes propres à jeter du jour sur la cause de leur production; pour cela on se sert d'un instrument appelé *eudiomètre*. Il consiste en un tube de verre très-épais, de 15 à 20 centimètres de longueur, fermé à l'extrémité supérieure par un bouchon en métal terminé extérieurement par une petite boule *B* (voy. pl. 3, fig. 5); ce bouchon est destiné à donner passage à l'étincelle élec-

trique qui doit opérer la combinaison des deux gaz. Une tige métallique tournée en spirale, et terminée supérieurement par une petite boule *C*, s'introduit dans ce tube, pour servir, comme excitateur, à communiquer l'électricité dans toute la masse. Si, après avoir rempli d'eau cet instrument plongé verticalement dans la cuve à eau et y avoir introduit un mélange de deux parties d'hydrogène et d'une d'oxygène, de manière à n'en remplir que la moitié, l'on fait passer l'étincelle électrique d'une façon quelconque, on remarquera un dégagement de lumière et une forte secousse produite par l'eau, qui, refoulée d'abord en bas, remontera subitement et frappera les parois du tube, lequel se trouvera ainsi rempli de liquide; les deux gaz auront entièrement disparu.

Théorie. Dans toutes ces réactions, il se produit de l'eau par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène; cette eau est transformée en vapeur par la grande quantité de calorique dégagé. Or, la vapeur résultante occupe un espace plus grand que celui qu'occupaient les deux gaz; mais comme cette vapeur est alors en contact avec un corps froid, elle passe à l'état liquide : par suite de cette condensation, presque tout l'espace qu'elle occupait se trouve vide. Dès lors, ces deux effets étant presque instantanés, on conçoit qu'il en résulte un double choc, capable de rendre raison de la détonation ou de la secousse qui les accompagne, avec cette différence que, dans les premières expériences, c'est l'air atmosphérique qui est refoulé d'abord en avant, puis qui rentre avec violence, tandis que l'eau le remplace dans l'eudiomètre.

Si, au lieu de faire agir le gaz hydrogène sur le gaz *oxygène*, à une température élevée, on agit à froid, les deux gaz, d'un poids spécifique très-différent, se mêlent intimement et forment une masse homogène. — *Expérience.* Lorsqu'on prend deux fioles d'égale capacité, munies chacune d'un bouchon percé d'un trou, et qu'on les remplit, l'une de gaz oxygène et l'autre de gaz hydrogène, on remarque, en les faisant communiquer ensemble à l'aide d'un tube de verre d'environ un pied de long, et en les tenant dans une direction perpendiculaire, que la fiole pleine de gaz oxygène, qui est la plus inférieure, cède une portion de gaz à la fiole supérieure, et qu'une partie de l'hydrogène de celle-ci passe à son tour dans la fiole inférieure, en sorte qu'au bout d'un certain temps les gaz sont mêlés, et l'on peut enflammer le mélange dans chacune des fioles, en les approchant séparément d'une bougie allumée. Dalton, qui a fait un travail sur cet objet, a conclu, après avoir tenté un très-grand nombre d'expériences, *qu'un fluide élastique ne peut rester sur un autre plus pesant sans s'y mêler.*

Doebereiner a fait une expérience remarquable. Lorsqu'on fait arri-

ver, à l'aide d'un tube étroit, du gaz hydrogène *à la température ordinaire,* sur du platine ou du palladium en masse spongieuse, l'hydrogène s'unit à l'oxygène de l'air qui entoure le platine; il se forme de l'eau, et il se développe assez de chaleur pour rendre le métal incandescent au bout de quelques instants. Le rhodium et l'iridium se comportent de la même manière que le platine.

L'hydrogène peut se combiner avec le *soufre* en deux proportions et former : 1° l'acide *sulfhydrique ;* 2° le *polysulfure d'hydrogène,* dont les propriétés ont beaucoup d'analogie avec celles du bioxyde d'hydrogène. Ces corps seront décrits plus loin.

L'hydrogène et le *sélénium* à l'état naissant s'unissent et donnent naissance à de l'acide sélenhydrique.

L'hydrogène n'agit pas directement sur le *bore* ni sur le *silicium.*

Le *carbone* s'unit en un grand nombre de proportions avec l'hydrogène, et donne ainsi naissance à plusieurs hydrogènes carbonés que je décrirai plus loin.

Caractères distinctifs de l'hydrogène. 1° Lorsqu'on approche une bougie allumée d'une éprouvette remplie de gaz hydrogène, ce gaz se combine avec l'oxygène de l'air en produisant une flamme blanche d'autant plus bleue que le gaz hydrogène est moins pur; il y a aussi une légère détonation, et il ne se forme que de l'eau; car, après l'expérience, l'eau de chaux n'est point troublée par son agitation avec l'air de la cloche, ce qui arriverait s'il était carboné. 2° Si, au lieu de laisser la bougie à la surface de la cloche, on la plonge dans l'intérieur, elle s'éteint après avoir mis le feu aux premières couches de gaz. 3° L'hydrogène est très-léger; que l'on prenne deux cloches à peu près égales, l'une remplie d'air atmosphérique, et dont l'ouverture sera en haut; l'autre pleine de gaz hydrogène, et dont l'ouverture sera en bas; que l'on adapte l'une à l'autre ces deux ouvertures, puis que l'on change la position en renversant les cloches, afin que celle qui contient le gaz hydrogène se trouve inférieure à l'autre; quelques instants après, on pourra s'assurer, à l'aide d'une bougie allumée, que la majeure partie de l'hydrogène a passé dans la cloche auparavant remplie d'air atmosphérique.

Le gaz hydrogène a été obtenu vers la fin du XVIIe siècle, mais il n'a été bien décrit qu'en 1766, par Cavendish.

Usages. On se sert du gaz hydrogène pour faire l'analyse de l'air et pour remplir les ballons aérostatiques.

L'hydrogène, par sa combinaison avec l'oxygène, dégage une quantité de chaleur capable de fondre 315,2 fois son propre poids de glace à zéro (Despretz). M. Clarke en particulier a employé cette haute tempé-

rature pour fondre en quelques instants les substances regardées jusqu'alors comme les plus réfractaires. L'appareil le plus convenable à employer pour ces expériences est celui de Berzelius et Barruel (voy. pl. 1re, fig. 3); il consiste en une vessie *E* à fortes parois, munie d'un robinet sur lequel se visse un cylindre creux de cuivre *D*, dans lequel sont contenus 150 disques de toile métallique à mailles très-fines, comprimés les uns contre les autres, et qui ont pour objet de s'opposer à la transmission de la flamme; l'autre extrémité de ce cylindre reçoit le tube du chalumeau *X*. Pour faire usage de cet instrument, on visse la vessie vide d'air sur une cloche à robinet, contenant un mélange de deux volumes de gaz hydrogène et d'un volume de gaz oxygène; on ouvre les deux robinets de la cloche et de la vessie; on enfonce la cloche dans l'eau, afin que le gaz qu'elle contient entre dans la vessie; alors on ferme le robinet de celle-ci, on la dévisse, et on lui adapte les autres parties de l'appareil. Dans cet état, on introduit la vessie dans une boîte de sapin à parois minces, et l'on fait sortir le robinet et l'ajoutage par une ouverture pratiquée à l'une de ces parois : on place sur la vessie une planche faite de manière à entrer aisément dans la boîte de sapin, et sur cette planche mobile on met un poids de 25 kilogrammes; par ce moyen, la vessie se trouve dans tous les instants comprimée de haut en bas, et, la compression étant toujours égale, que la vessie soit pleine ou non, il en résulte que le jet de gaz est constamment le même; on enflamme celui-ci à l'aide d'un corps en ignition, et on le dirige sur le corps que l'on veut fondre ou élever à une haute température.

Suivant Chaussier, le gaz hydrogène communique une teinte bleuâtre au sang et aux autres parties, on peut le respirer pendant quelques instants sans danger; cependant il paraît qu'il altère le timbre de la voix, et il finit par déterminer l'asphyxie. Il n'est pas employé en médecine.

Extraction. 1° On peut obtenir du gaz hydrogène très-pur en décomposant l'eau par la pile électrique. 2° Le procédé suivant est beaucoup plus employé (voy. pl. 1re, fig. 4) : on introduit dans un flacon à deux tubulures *A*, d'un demi-litre de capacité environ, une partie de fer en tournure ou bien mieux encore de zinc en morceaux; on le remplit aux deux tiers avec de l'eau; à l'une des tubulures, on adapte un tube droit *B*, muni d'un entonnoir et plongeant dans l'eau du flacon, de manière cependant que son extrémité inférieure soit éloignée du zinc d'environ 10 centimètres; à l'autre tubulure, on fixe de même un tube recourbé *X*, propre à recueillir le gaz qui se rend sous une éprouvette remplie d'eau *E*. Alors on verse par le tube droit 6 à 7 parties d'acide

sulfurique par petites quantités; aussitôt il se fait au sein du liquide une vive effervescence, due au dégagement du gaz, et qui sert de guide pour régler l'emploi de l'acide. A la fin de l'expérience, on trouve du sulfate de protoxyde de fer ou de zinc dans le flacon.

Théorie. Le fer et le zinc sont des corps simples.

L'acide sulfurique, composé d'oxygène et de soufre, a une grande tendance à s'unir à ces métaux, pourvu qu'ils soient oxydés.

L'eau est formée d'oxygène et d'hydrogène.

Il suit de là que l'hydrogène obtenu provient de l'eau, puisque ni les métaux ni l'acide sulfurique n'en contiennent. Voici ce qui se passe : l'eau est décomposée; son oxygène se combine avec le fer ou avec le zinc, pour former un oxyde qui s'unit avec l'acide sulfurique et donne naissance à du sulfate de protoxyde de fer ou de zinc ; son hydrogène se dégage. Il est à remarquer que le fer et le zinc seuls ne décomposeraient pas l'eau à froid; cette décomposition a lieu ici en présence de l'acide sulfurique, parce que l'affinité de ces métaux pour l'oxygène de l'eau est prodigieusement augmentée, à cause de l'affinité de l'acide sulfurique pour les protoxydes de fer et de zinc, bases puissantes qui peuvent se former et donner naissance à du sulfate de protoxyde de fer ou de zinc. M. Regnault a formulé à cet égard la loi suivante, qui reçoit de nombreuses applications : *Lorsque plusieurs corps sont en présence, et que par l'échange de leurs éléments, il peut se former de nouveaux composés* ayant entre eux une grande affinité, ou jouissant, dans les circonstances où ils se produisent, d'une grande stabilité, soit à l'état isolé, soit à l'état de combinaison, *ces nouveaux composés se forment presque toujours.* Le gaz hydrogène ainsi obtenu contient quelquefois de l'hydrogène arsénié et de l'acide sulfhydrique (parce que le zinc contenait de l'arsenic et du soufre), surtout lorsque le dégagement du gaz a été rapide et la température élevée (1). On le purifie en le faisant passer dans un tube en U contenant des fragments de verre imprégnés d'acétate de plomb, qui donne du sulfure de plomb avec l'acide sulfhydrique; à ce tube, on en adapte un autre, contenant aussi du verre pilé imprégné de sulfate

---

(1) On obtient de l'hydrogène mêlé d'acide sulfhydrique, même en agissant avec du zinc et de l'acide sulfurique purs, toutes les fois que le tube *B* descend jusqu'à peu de distance du zinc, parce qu'alors la température s'élève assez pour qu'une portion d'acide sulfurique soit décomposée par le zinc, et pour que l'acide sulfureux formé soit décomposé à son tour par l'hydrogène naissant, ce qui donne de l'eau et de l'acide sulfhydrique (Jaquelain).

d'argent, qui transforme l'hydrogène arsénié en arséniure d'argent. Enfin on le dessèche en le faisant passer sur des morceaux de potasse caustique placés dans un tube.

Proportions des matières employées.	
1 d'eau.	112,500
1 de zinc.	414,000
1 d'acide réel. . . .	500,000
Total. . . .	1026,500

Proportions produites.		
1 d'hydrogène.		12,500
1 de sulfate de zinc	1 d'oxyde. .	514,000
	1 d'acide . .	500,000
	Total. . . .	1026,500

L'équation chimique sera



$$\underbrace{SO^3\,HO}_{\text{A. sulfurique.}},\ \underbrace{Zn}_{\text{Zinc.}} = \underbrace{SO^3\,ZnO}_{\text{Sulfate de zinc.}},\ \underbrace{H.}_{\text{Hydrogène.}}$$

DU FLUOR. Fl. Équivalent = 239,81.

La plupart des chimistes s'accordent aujourd'hui à regarder l'acide fluorique (fluorhydrique), d'après les expériences de H. Davy, comme formé d'hydrogène et d'un radical particulier auquel on a donné le nom de *fluor*. Ampère, qui a indiqué le premier la composition de l'acide fluorique, avait proposé d'appeler son radical *phthore,* de l'adjectif grec φθόριος, *délétère, qui a la force de ruiner, de détruire, de corrompre,* parce qu'il le supposait doué de la propriété de détruire tous les vases où on le renfermait, et parce qu'il forme avec l'hydrogène l'acide fluorique, dont l'action est excessivement caustique; mais Ampère ne l'avait pas isolé, et ne pouvait par conséquent pas le caractériser. MM. G. Knox et Th. Knox, et plus tard M. Louyet, sont parvenus à l'extraire des fluorures, et l'ont décrit.

Il se trouve, dans la nature, combiné avec le calcium ou avec l'aluminium : ces *fluorures* ont été connus sous les noms de *fluate de chaux,* ou de *spath fluor* et de *fluate d'alumine ;* tous les composés que les chimistes ont appelés *fluates secs* sont formés de fluor et d'un métal.

Il est gazeux, incolore, odorant, et ne blanchit pas les couleurs végétales. Il est électro-négatif par rapport au phosphore, et électro-positif par rapport à l'azote. (Voy. p. 30.)

Uni au *bore* par des moyens particuliers, il constitue l'acide *fluoborique ;* il forme avec le phosphore un liquide blanc très-fumant; il produit avec le *silicium* l'acide fluorique silicé; ces acides ne contiennent ni oxygène ni hydrogène. Il agit sur presque tous les métaux, mais il n'attaque ni l'or ni le platine, à moins d'être à l'état naissant. Il décompose l'eau à la température ordinaire, et *il n'a presque pas d'action sur le verre.*

Caractères distinctifs du fluor. 1° Ses propriétés physiques, 2° son action sur les métaux.

Extraction. M. Louyet l'a obtenu en décomposant les fluorures, dans des appareils en spath fluor, soit par le chlore sec, soit par l'iode préalablement fondu.

DU CHLORE. Cl. Équivalent = 443,2.

(De χλωρὸς, vert.) (1).

Le chlore est un corps simple, qui a été regardé pendant longtemps comme formé d'acide muriatique et d'oxygène. Il n'existe jamais pur dans la nature, mais on le trouve souvent uni à des métaux à l'état de *chlorure*. Lorsqu'on cherche à le séparer des composés qui le renferment, on l'obtient gazeux : il est donc important de l'examiner sous cet état.

DU CHLORE GAZEUX.

Le chlore est un gaz *non permanent,* d'après M. Faraday, d'une couleur jaune verdâtre, d'une saveur désagréable, d'une odeur piquante et tellement suffocante qu'il est impossible de le respirer, même lorsqu'il est mêlé à l'air, sans éprouver un sentiment de strangulation et un resserrement dans la poitrine; son poids spécifique est de 2,44 : loin de rougir la teinture de tournesol, comme le font les acides, il la détruit en la jaunissant; il éteint les bougies allumées, après avoir fait prendre à la flamme un aspect pâle d'abord, ensuite rouge.

Exposé à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, le chlore gazeux n'éprouve aucune altération lorsqu'il est parfaitement sec. — *Expérience* (pl. 1re, fig. 5). Si l'on introduit dans une grande fiole *A,* placée sur un fourneau *F,* le mélange nécessaire pour qu'il se dégage du *chlore* gazeux (voyez page 67); si l'on adapte à cette fiole, à l'aide d'un bouchon percé, un tube convenablement recourbé *T,* qui se rend dans un long cylindre de verre *C,* rempli de chlorure de calcium, matière capable d'absorber toute l'humidité contenue dans le chlore; si de l'extrémité *T* de ce cylindre part un autre tube *S,* recourbé de manière à pouvoir se rendre dans un tuyau de porcelaine vide,

---

(1) Plusieurs chimistes portent le poids de l'équivalent du chlore à 450, ce qui correspond à 36 fois celui de l'hydrogène.

placé dans un fourneau à réverbère *M*, et que l'on entoure de charbon; enfin si de l'extrémité *E* du tuyau de porcelaine part un troisième tube *R*, qui va se rendre dans une cloche *P*, disposée sur la cuve pneumato-chimique, on pourra démontrer l'assertion que je viens d'établir. En effet, que l'on commence par allumer le charbon contenu dans le fourneau à réverbère, afin de faire rougir le tuyau de porcelaine; lorsque ce tuyau sera rouge, que l'on chauffe légèrement la fiole *A*, le chlore se dégagera, traversera le cylindre *C*, cèdera son humidité au *chlorure de calcium*, à travers lequel il passera pour se rendre dans le tuyau de porcelaine rouge de feu, puis se dégagera par le tube *R*, pour remplir la cloche *P*, sans qu'il ait subi la moindre altération.

Le chlore gazeux *sec* peut être liquéfié par un simple abaissement de température, en le faisant passer dans un tube en U entouré d'un mélange d'acide carbonique solide et d'éther. Déjà M. Faraday avait vu que l'on obtenait le même résultat en le comprimant dans un tube *froid*, pourvu qu'il eût été préalablement desséché sur l'acide sulfurique. S'il est humide et qu'on le refroidisse, il se congèle au-dessous de 4°,5+0, et ressemble, par ses ramifications, à la glace qui se dépose à la surface des carreaux pendant la gelée : ces cristaux d'*hydrate* de chlore sont des octaèdres allongés à base rhomboïdale, et paraissent formés de 27,7 parties de chlore et de 72,3 d'eau. Si, après les avoir desséchés, on les introduit dans un tube de verre que l'on scelle ensuite hermétiquement, on voit qu'il suffit d'élever la température à 38° pour les décomposer et obtenir deux liquides : l'un jaune pâle, qui est de l'eau; l'autre jaune verdâtre, plus foncé, qui est du *chlore liquide;* on remarque en outre, au-dessus de ces liquides, une atmosphère de chlore gazeux. Cette expérience, faite en 1823 par M. Faraday, prouvait déjà que le chlore n'est pas un gaz permanent, puisqu'il peut être réduit à l'état liquide par la compression de sa propre atmosphère.

Le chlore gazeux parfaitement sec n'éprouve aucune altération de la part de la *lumière;* sa puissance réfractive est de 2,623, celle de l'air étant prise pour unité (Dulong). Si le chlore contient de l'eau, celle-ci est décomposée, le chlore s'unit à l'hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique, et l'autre principe constituant de l'eau, l'oxygène, se dégage en partie, tandis qu'une autre portion forme, avec le chlore, de l'acide perchlorique. Tous les rayons lumineux ne déterminent pas l'union du chlore avec l'hydrogène. Suivant M. Drapier, c'est surtout le rayon indigo qui donne promptement lieu à cette combinaison : aussi peut-on exposer à la lumière directe un mélange de chlore et d'hydrogène contenu dans des vases colorés en rouge, en jaune ou en vert,

sans qu'il y ait combinaison. Le chlore humide, s'il a été exposé au soleil pendant quelque temps, conserve dans l'obscurité, jusqu'à un certain degré, la propriété de décomposer l'eau, tandis que le gaz humide qui n'a pas été exposé à la lumière ne la décompose pas; plus l'insolation a été longue, plus son action décomposante est énergique. La chaleur accélère la réaction, mais elle ne la provoque pas; d'ailleurs la décomposition de l'eau chlorée ne s'établit pas de suite au soleil, il faut que le contact de la lumière soit prolongé pendant un certain temps. (*Journ. de pharmacie*, mai 1846.) Ces expériences faisaient déjà pressentir qu'il existe deux sortes de chlore: le chlore préparé à l'ombre, que l'on pourrait appeler *obscur*, et le chlore *illuminé* ou *insolé*. MM. Favre et Silbermann ont établi des différences constantes et remarquables entre ces deux états du chlore: ainsi, si l'on combine le chlore *insolé* avec la potasse, il donne en chaleur 478 unités; tandis que le chlore préparé à l'ombre, ou à l'état naturel, n'en donne, en se combinant au même alcali, que 439.

La pile *électrique* la plus forte n'altère point le chlore parfaitement sec: si on le soumet à l'action de cet agent lorsqu'il est dissous dans l'eau, celle-ci est décomposée, et le chlore se rend, avec l'oxygène de l'eau décomposée, au pôle positif. Il est *électro-négatif* par rapport à l'iode, et électro-positif par rapport à l'oxygène. (Voy. p. 30.)

Le gaz *oxygène* n'exerce aucune action sur lui; mais lorsque ces deux corps sont à l'état naissant, ils se combinent et donnent cinq acides que j'examinerai plus loin.

Lorsqu'on fait arriver sur du *soufre* divisé et sec un excès de chlore gazeux parfaitement desséché, il se forme constamment, et à toutes les températures, un sulfure liquide Cl S, connu sous le nom de *liqueur de Thomson*, qui l'a découvert (*bichlorure de soufre*). Il est d'un rouge brun, très-volatil, doué d'une odeur piquante excessivement désagréable, d'un poids spécifique de 1,620; il ne rougit pas le papier de tournesol parfaitement desséché; si on l'agite avec de l'eau, il la décompose, passe à l'état d'acide chlorhydrique et d'acide pentathionique: celui-ci ne tarde pas à se décomposer en acide sulfureux et en soufre qui se précipite. Il est formé de 31,09 de soufre, et de 68,91 de chlore.

Le *protochlorure* Cl S^2 est liquide, jaune, fumant à l'air, d'une odeur piquante et fétide, d'une densité de 1,687; il bout à 138°. On prépare le *bichlorure* en faisant arriver un excès de chlore sec dans une éprouvette que l'on entoure de glace et d'eau froide, et dans laquelle on a préalablement mis du soufre divisé et desséché. On obtient le proto-

chlorure de la même manière, si ce n'est que l'on arrête l'opération avant que tout le soufre soit transformé en protochlorure; à ce moment, on décante le liquide *jaune* qui s'est produit et on le soumet à la distillation, qu'on ne pousse pas trop loin pour éviter de volatiliser le soufre.

Il existe un troisième chlorure de soufre $Cl^2 S^3$, que l'on a appelé intermédiaire, qui est le résultat de la décomposition du bichlorure par la chaleur. Il peut être considéré comme un composé des deux chlorures précédents ($Cl^3 S^4 = Cl S^2, Cl^2 S^2$).

Quant à deux autres chlorures signalés par quelques auteurs, savoir $Cl^2 S$ et $Cl^3 S$, en supposant qu'ils existent en réalité, ils ne sont pas connus à l'état de liberté.

Le chlore est absorbé par le *sélénium* à froid; il y a élévation de température et formation d'un liquide brun, qui peut se combiner avec une nouvelle quantité de chlore et passer à l'état de perchlorure solide blanc.

Le bore qui n'a pas été fortement chauffé brûle, *même à froid,* dans le chlore gazeux sec, et fournit un gaz appelé *chlorure de bore* ou *acide chloroborique,* $Bo\ Cl^3$. Ce gaz est incolore, d'une odeur très-piquante; il éteint les corps en combustion; sa densité est au moins de 4,035. Il répand des vapeurs à l'air, et se dissout très-bien dans l'eau, qui se décompose en donnant naissance à de l'acide borique et à de l'acide chlorhydrique, $Bo\,Cl^3,\ HO = Bo^3,\ 3\,H\,Cl$. Il est formé de 9,28 de bore et de 90,72 de chlore. On l'obtient en faisant passer du chlore gazeux sec à travers un mélange chauffé au rouge d'acide borique vitrifié et de charbon; on prépare ce mélange en carbonisant préalablement dans une cornue de l'amidon et de l'acide borique vitrifié.

Le *silicium,* chauffé dans un courant de chlore, prend feu et donne un chlorure $Si\ Cl^3$ incolore, d'une densité de 1,52, volatil, répandant des vapeurs à l'air, qui bout à 59°, et qui est décomposé par l'eau en acide chlorhydrique et en acide silicique. Il est formé de 16,71 de silicium et de 83,29 de chlore.

Le *carbone* n'exerce aucune action sur le chlore gazeux *sec.* Si l'on substitue le *charbon* ordinaire au carbone pur, et qu'on agisse à une chaleur rouge, le chlore s'empare de l'hydrogène qu'il contient, et il se forme du gaz acide chlorhydrique jusqu'à ce que le charbon ne renferme plus d'hydrogène. Le même phénomène a lieu à la température ordinaire, si l'on introduit dans un flacon plein de chlore des fragments de charbon ordinaire; mais, dans aucun cas, le chlore *sec* et le *charbon* privé d'hydrogène ne se combinent directement. Si le chlore est humide et le charbon rouge, l'eau est décomposée, et il y a for-

mation d'acide chlorhydrique et d'acide carbonique. Il est cependant possible d'obtenir cinq chlorures de carbone, lorsque le *chlore* et le *carbone* sont placés dans des circonstances particulières.

Les formules de ces chlorures sont :

$C^2\ Cl^1$ Sous-chlorure.
$C^4\ Cl^4$ Protochlorure.
$C^4\ Cl^6$ Sesquichlorure.
$C^2\ Cl^4$ Perchlorure.
$C^{20}\ Cl^8$ Chlorure dérivé de la naphtaline.

Le protochlorure de carbone paraît être plus anesthésique et moins dangereux que le chloroforme (A. Reynoso, *Journ. de pharm.,* juin 1850).

Le gaz *hydrogène* peut se combiner avec le chlore, et donner naissance à un acide qui porte le nom d'acide *chlorhydrique* (muriatique). L'expérience doit se faire à la lumière diffuse, ou à une température élevée, car elle ne réussit pas à la température ordinaire et dans un lieu obscur. *A la lumière diffuse.* Que l'on fasse arriver *un volume* de chlore gazeux desséché au moyen du *chlorure de calcium* dans un flacon tubulé rempli d'air; bientôt le chlore, à raison de son poids, se précipitera dans le flacon et chassera tout l'air; qu'on le bouche après en avoir retiré peu à peu le tube, qu'on remplisse de gaz hydrogène desséché par le même moyen un ballon tubulé plein de mercure, et dont la capacité est égale à celle du flacon (il y aura par conséquent *un volume* d'hydrogène); si, après avoir débouché celui-ci, on introduit dans son goulot le col du ballon usé de manière qu'il s'adapte parfaitement à sa tubulure, et que l'on entoure de mastic fondu les parties qui établissent la communication de ces deux vases, on remarquera qu'au moyen de la lumière diffuse, le mélange des deux gaz ne tardera pas à s'effectuer; au bout de quelques jours, le chlore sera décoloré, et l'appareil ne contiendra plus qu'un volume de gaz acide *chlorhydrique* égal à celui des deux gaz employés; il sera transparent, incolore, fumant à l'air, et rougira la teinture de tournesol; la décoloration du chlore ne saurait être complète, si, vers le deuxième ou le troisième jour, l'appareil n'était exposé pendant vingt ou vingt-cinq minutes à l'action directe des rayons solaires. *A une température élevée.* Si on remplit un flacon contenant de l'eau avec un mélange de parties égales de chlore et d'hydrogène gazeux, et qu'on l'enflamme à l'aide d'une bougie allumée, il y a sur-le-champ détonation et formation d'une fumée blanche qui indique l'existence du gaz *acide chlorhydrique* (muriatique). Si le mélange de ces deux gaz est renfermé dans un flacon bouché, et exposé à la lumière solaire, tout à coup

il se produit une vive détonation; le flacon est brisé, et l'opérateur court les plus grands dangers, à moins que le flacon ne soit presque entièrement enveloppé dans une serviette, ou mieux encore qu'il ne soit disposé dans un local que l'on puisse éclairer à volonté par une lumière diffuse ou par une lumière solaire. On doit les détails de ces expériences intéressantes à MM. Gay-Lussac et Thénard.

D'après M. Millon, il existerait encore un autre composé de chlore et d'hydrogène $= H\,Cl^2$, que l'on obtiendrait en projetant peu à peu du bioxyde de plomb dans un tube de verre à minces parois, contenant de l'acide chlorhydrique concentré et entouré d'un mélange réfrigérant (*Journ. de pharm.*, année 1842).

Caractères distinctifs du chlore. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur les couleurs bleues végétales; 3° le phosphore, l'arsenic, l'antimoine, le cuivre très-divisé, brûlent dans son sein à la température ordinaire.

Le chlore est soluble dans l'eau (voy. *Eau*).

La découverte du chlore date de 1774; elle est due à Scheele, qui l'appela *acide muriatique déphlogistiqué* (1).

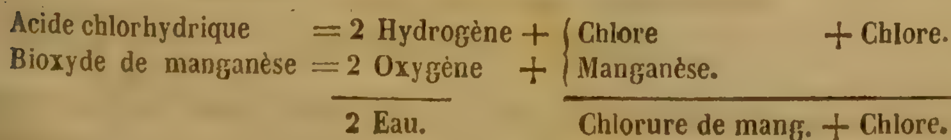
Usages. On s'en sert principalement pour blanchir et pour désinfecter l'air corrompu par des miasmes. Je renvoie à la chimie végétale et animale pour les détails relatifs à son emploi dans ces circonstances. On peut admettre que le chlore enlève l'hydrogène à la matière colorante; mais il arrive aussi, dans certaines circonstances, que l'eau est décomposée, que le chlore s'empare de son hydrogène, et que son oxygène, à l'état naissant, se porte sur la matière colorée pour la détruire ou la modifier. Il peut se faire aussi que le chlore se *substitue* à l'hydrogène et entre comme élément du nouveau corps qui s'est formé (voy. *Substitutions,* tome II). La médecine légale peut en retirer des avantages pour décomposer certaines matières organiques qui recèlent des poisons. Respiré pur, le *chlore* gazeux est excessivement irritant, et ne tarde pas à occasionner la mort. Mêlé avec de l'air, il provoque la toux, et détermine une affection catarrhale, suivie quelquefois d'hémoptysie; d'où il résulte qu'on ne l'emploie jamais dans cet état, à moins qu'il ne soit mêlé à beaucoup d'air; ainsi divisé, on a proposé de le faire respirer dans certains catarrhes chroniques. Dissous dans l'eau, il

---

(1) En même temps que Scheele faisait cette découverte, il découvrait aussi le baryum et le manganèse. L'expérience qui fournit ce triple et si remarquable résultat consistait à traiter par l'acide chlorhydrique un minerai de manganèse barytifère.

agit encore comme irritant, si la dissolution est concentrée : aussi les animaux qui en ont pris une certaine quantité ne tardent-ils pas à périr, et l'on trouve, après la mort, une vive inflammation des tissus du canal digestif avec lesquels il a été en contact. Il peut cependant être utile dans certaines circonstances, s'il est convenablement administré. Le meilleur moyen de combattre l'empoisonnement par l'acide cyanhydrique est sans contredit de faire respirer du chlore liquide étendu de quatre ou cinq parties d'eau. Braithwate dit l'avoir employé avec succès dans la scarlatine et dans d'autres phlegmasies cutanées aiguës : il faisait prendre dans la journée 8 grammes de chlore liquide étendu de 250 grammes d'eau, mais il préférait encore l'employer en frictions sur la gorge. Estribaud l'a administré avec avantage, à la dose de 24 à 32 grammes, à des prisonniers espagnols atteints de la fièvre dite putride. Nysten l'a donné avec succès à l'état liquide dans des diarrhées et des dysenteries chroniques, qui paraissaient entretenues par l'état d'atonie de la membrane muqueuse intestinale. MM. Thénard et Cluzel ont reconnu que les immersions des mains dans ce liquide suffisaient pour guérir la gale la plus invétérée ; le dernier de ces auteurs avait depuis longtemps annoncé les avantages de ce médicament dans la morsure des animaux enragés. Brugnatelli a publié depuis des observations qui lui ont fait croire qu'il pourrait être utile dans cette affection.

Extraction (voy. pl. 1re, fig. 6). On met dans un ballon *A*, auquel on adapte un tube recourbé *T*, du bioxyde de manganèse pulvérisé et de l'acide chlorhydrique liquide concentré; on élève un peu la température, et l'on obtient du chlore gazeux, de l'eau, et du chlorure de manganèse. Le chlore arrive dans un flacon *C*, qui contient de l'eau, afin de le laver. Pour recueillir ce chlore gazeux, on le fait passer à travers un tube de verre *X*, rempli de chlorure de calcium qui le dessèche ; puis de là il se rend, à l'aide d'un tube droit *p*, dans un flacon *M*, rempli d'air. Bientôt l'air, beaucoup plus léger que le chlore, sera chassé. On peut encore le recevoir sous des cloches pleines d'eau ; mais dans ce cas, l'eau dissout une partie du gaz. — *Théorie*. L'acide chlorhydrique et le bioxyde peuvent être représentés par



Acide chlorhydrique	= 2 Hydrogène +	Chlore	+ Chlore.
Bioxyde de manganèse	= 2 Oxygène +	Manganèse.	
	2 Eau.	Chlorure de mang. + Chlore.	

L'hydrogène de l'acide chlorhydrique s'empare de l'oxygène du bioxyde pour former de l'eau ; une portion de chlore est mise à nu ; une

autre portion s'unit au manganèse et produit du chlorure de manganèse.



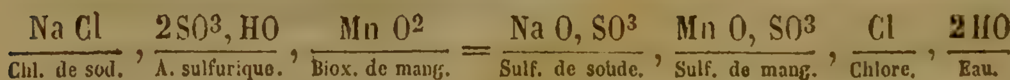
$$\frac{Mn\,O^2}{\text{Bioxyde de mangan.}},\ \frac{2\,HCl}{\text{A. chlorhydriq.}} = \frac{Mn\,Cl}{\text{Chlorure de mangan.}},\ \frac{2\,HO}{\text{Eau.}},\ \frac{Cl}{\text{Chlore.}}$$

Les chiffres qui suivent donneront une idée plus exacte de cette opération.

Proportions réagissantes.		Quantités produites.			
1 de bioxyde de mangan..	545,780	1 de chlore.			443,200
2 d'acide chlorhydrique. . .	911,400	2 d'eau.			225,000
	1457,180	1 de protoch. de mangan.	1 chlore.	443,200	788,980
			1 mang.	345,780	
					1457,180

Pour préparer l'eau chlorée (dissolution aqueuse de chlore), on se sert d'un matras armé d'un tube de sûreté et placé sur un fourneau dans lequel on introduit du bioxyde de manganèse réduit en fragments. Ce matras communique avec un appareil de Wolf (voy. pl. 3, fig. 1re), dans les flacons duquel on met de l'eau distillée. Les choses ainsi disposées, et l'appareil bien luté, on verse par petites quantités à la fois dans le ballon *A*, de l'acide clorhydrique dans la proportion de 100 parties d'acide pour 30 de bioxyde de manganèse. On chauffe doucement : le chlore se dégage à l'état de gaz, traverse l'eau du premier flacon *B*, passe dans le deuxième *D*, se dissout dans l'eau, et lorsque celle-ci en est saturée, se porte sur le troisième *F*, etc.

On peut encore préparer le chlore à l'aide d'un mélange de sel marin, de bioxyde de manganèse, d'eau et d'acide sulfurique. — *Théorie.* Un équivalent d'oxygène du bioxyde de manganèse se porte sur le sodium pour le transformer en protoxyde ; le chlore du chlorure se dégage, tandis que l'acide sulfurique se combine avec le protoxyde de sodium et avec le protoxyde de manganèse provenant du bioxyde de ce métal, qui a perdu un équivalent d'oxygène.



$$\frac{Na\,Cl}{\text{Chl. de sod.}},\ \frac{2SO^3,HO}{\text{A. sulfurique.}},\ \frac{Mn\,O^2}{\text{Biox. de mang.}} = \frac{Na\,O,\,SO^3}{\text{Sulf. de soude.}},\ \frac{Mn\,O,\,SO^3}{\text{Sulf. de mang.}},\ \frac{Cl}{\text{Chlore.}},\ \frac{2\,HO}{\text{Eau.}}$$

DU BROME. Br. Équivalent = 978,30.

(De βρόμος, mauvaise odeur.)

Le brome a été découvert en 1826, par M. Balard, dans les eaux mères des salins, où il existe en quantité variable à l'état de bromure de magnésium. On le trouve encore dans les eaux de la mer Morte et de Bourbonne-les-Bains ; les salines d'Allemagne, et surtout celles de Theodors-

Hale, en fournissent beaucoup. Il existe aussi dans les végétaux et les animaux qui vivent dans la Méditerranée, dans l'éponge marine, dans les cendres du *ianthina violacea,* mollusque de Sainte-Hélène, dans les eaux mères du varech, dans le cadmium de Silésie, dans un minerai de zinc, au Pérou, à l'état de bromure d'argent, etc. Il est probable qu'il accompagne souvent, sinon toujours, l'iode, et qu'on en découvrira partout où ce dernier corps existe.

Le brome est liquide à la température ordinaire, d'un rouge noirâtre quand il est vu en masses et par réflexion, et d'un rouge hyacinthe lorsqu'on l'interpose en couches minces entre l'œil et la lumière. Il a une odeur pénétrante très-désagréable, sa saveur est des plus fortes; son poids spécifique est de 2,966.

Il décolore le tournesol et le sulfate d'indigo sans les rougir, et colore fortement la peau en jaune.

Il est très-volatil, et entre en ébullition à 63°, d'après M. Pierre; la vapeur rutilante qu'il fournit est très-foncée, et d'une couleur semblable à celle de l'acide hypoazotique. A la température de 22° — 0°, il peut se solidifier et devenir très-dur en un instant; alors il offre une structure cristalline, une couleur gris de plomb, et il se brise par le choc. Il n'est point conducteur du *fluide électrique ;* il n'agit point directement sur l'*oxygène,* toutefois il existe un composé d'oxygène et de brome (acide bromique) que l'on obtient par des moyens indirects. Il suffit de verser du brome sur du *soufre* sublimé pour obtenir un sulfure de brome liquide, d'un aspect huileux. Le *sélénium* se combine avec lui à froid, et donne un bromure solide, d'un rouge brun, qui répand des vapeurs à l'air.

M. Poggiale est parvenu à combiner le brome avec le *bore*. Le bromure $BoBr^3$ est gazeux, incolore, d'une odeur très-piquante, d'une saveur très-acide, analogue à celle de l'acide chlorhydrique; il rougit fortement le tournesol, éteint les corps en combustion, et répand à l'air des vapeurs blanches. Il est indécomposable par la chaleur. Mis dans l'eau, il la décompose et fournit de l'acide borique et de l'acide bromhydrique. Il brûle avec une flamme verte nuancée de bleu, si on l'enflamme avant que les vapeurs blanches se soient déposées ou qu'elles aient été dissoutes dans l'eau. Le chlore enlève le bore à ce gaz. On l'obtient en faisant passer des vapeurs de brome pur à travers un mélange d'acide borique vitrifié et de charbon chauffé au rouge. (*Journ. de pharm.*, mai 1846.)

Le *carbone* paraît être sans action sur lui; toutefois il est possible d'obtenir un composé de brome et de carbone en décomposant le periodure de carbone par le brome. L'*hydrogène* n'agit sur lui ni à la tempé-

rature ordinaire, ni sous l'influence des rayons lumineux; il se combine, au contraire, avec lui, et forme de l'acide bromhydrique, si on expose le mélange à la flamme d'une bougie, ou si on introduit une tige de fer en ignition.

Le brome s'unit au *chlore* à la température ordinaire, et donne un chlorure liquide jaune rougeâtre, très-odorant, volatil, et soluble dans l'eau.

Caractères distinctifs du brome. 1° Ses propriétés physiques; 2° sa grande volatilité et la vapeur rutilante qu'il fournit; 3° lorsqu'on le combine à froid en *très-petites proportions* avec un peu de phosphore, il y a production d'une flamme très-vive.

Extraction. On verse sur un mélange pulvérisé de bromure de potassium et de bioxyde de manganèse, placé dans un petit appareil distillatoire, de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau; on chauffe, et il se dégage aussitôt des vapeurs rutilantes de brome qui viennent se condenser dans l'eau froide, dont on a rempli le récipient; à la fin de l'expérience, on sépare le brome, qui occupe le fond du récipient, et on le distille sur du chlorure de calcium, pour le priver de l'eau qu'il pourrait retenir. — *Théorie.* Le bioxyde de manganèse cède un équivalent d'oxygène au potassium, qu'il transforme en protoxyde; l'acide sulfurique s'empare de cet oxyde pour former du sulfate de protoxyde de potassium; le brome devenu libre se dégage; d'autre part, le protoxyde de manganèse provenant de la décomposition du bioxyde s'unit avec une autre portion d'acide sulfurique, et donne naissance à du sulfate de protoxyde de manganèse.



$$\underbrace{2\,SO^3, HO}_{\text{A. sulfurique.}}, \underbrace{KBr}_{\text{Bromure.}}, \underbrace{Mn\,O^2}_{\text{Bioxyde.}} = \underbrace{KO, SO^3}_{\text{Sulf. de pot.}}, \underbrace{Mn\,O, SO^3}_{\text{Sulf. de mang.}}, \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{Br}_{\text{Brome.}}$$

Le brome agit sur l'économie animale à la manière des poisons irritants, et à peu près comme l'iode : aussi a-t-il été employé comme antiscrofuleux et contre le goître (voy. mon *Traité de médecine légale*, t. III, 4e édit.). Il sert à la préparation des plaques daguerriennes.

DE L'IODE. I. Équivalent. = 1578,30.

(De ἰώδης, violet.)

L'iode est un corps simple, découvert dans la soude de varech, en 1811, par Courtois, salpêtrier de Paris. On l'a déjà trouvé à l'état d'iodure de mercure et d'iodure d'argent, uni au sulfure de plomb dans l'*argent*

vierge de *serpentine*. Il existe dans l'eau de la mer Méditerranée, de l'Océan, de la Baltique, dans l'eau de plusieurs salines, dans les eaux minérales sulfureuses, dans le plomb blanc de la mine de *Catorce* en Amérique, dans l'azotate de soude naturel, qui renferme un peu d'iodure de sodium et une proportion plus forte d'iodate de soude. La houille et le coke en contiennent aussi assez abondamment pour qu'on puisse espérer l'obtenir économiquement (Bussy). On le trouve également dans les fucus, les ulves, où il est à l'état d'iodure de potassium. M. Chatin vient de prouver *que toutes les plantes qui croissent dans l'eau douce* en contiennent. Déjà l'on savait que les *agaves*, les *romeritos* (sorte de barille qui végète dans les jardins flottants des lacs d'eau douce des environs du Mexique), que le cresson (*nasturtium officinale*), que les cendres de betteraves et de certaines conserves recueillies dans un cours d'eau douce, en renferment. Il existe également dans l'éponge, dans le foie de morue, dans divers mollusques marins, et dans plusieurs polypiers. M. Chatin en a découvert tout récemment dans des alcyonelles, des éponges d'eau douce, ainsi que dans beaucoup d'autres animaux appartenant aux groupes des amorphes, des rayonnés, des articulés et des vertébrés. Enfin, d'après ce professeur, on trouverait encore de iode dans l'eau de l'Ourcq, de la Seine, de la Marne, de l'Oise, du puits de Grenelle, et dans les étangs de Ville-d'Avray et de Meudon. (Voy. les *Comptes rendus des séances de l'Acad. des sciences*, n^{os} du 22 avril et du 6 mai 1850.) Quoi qu'il en soit, on n'a jamais trouvé l'iode à l'état de pureté; presque toujours il est combiné avec un métal et notamment avec du potassium.

L'iode est solide à la température ordinaire; il est sous forme de petites lames d'une couleur grise bleuâtre, d'un éclat métallique, d'une faible ténacité, et ayant l'aspect de la plombagine; sa saveur est âcre, son odeur a de l'analogie avec celle du chlore; son poids spécifique est de 4,948 à 16° c., et celui de sa vapeur de 8,716 (Dumas). Sa forme cristalline paraît être l'octaèdre allongé à base rhomboïdale. Le meilleur moyen pour obtenir de beaux cristaux d'iode consiste à abandonner une dissolution d'acide iodhydrique au contact de l'air dans un flacon ouvert; l'oxygène de celui-ci s'unit à l'hydrogène de l'acide, et l'iode se dépose.

Il détruit les couleurs végétales et colore la peau et le papier en jaune, mais cette couleur ne tarde pas à disparaître.

L'iode, mis en contact avec le *calorique*, fond à 107°; il se volatilise entre 175 et 180°, et il répand des vapeurs violettes très-belles, que l'on peut apercevoir facilement en mettant une certaine quantité d'iode sur

une plaque de fer ou dans un ballon de verre que l'on a fait chauffer. Lorsqu'on recueille ces vapeurs dans une cloche ou dans un récipient, on remarque qu'elles se condensent pour former de nouveau les lames cristallines. L'iode donne même des vapeurs très-sensibles à la température ordinaire. La *lumière* ne l'altère point. Il est *électro-négatif* par rapport à l'hydrogène, et *électro-positif* par rapport au soufre et à l'oxygène (voy. pag. 30).

Le gaz *oxygène* n'agit sur lui ni à froid ni à une température élevée, à moins que ces deux corps ne soient mis en contact à l'état naissant; car alors ils se combinent et peuvent donner deux acides, l'acide iodique et l'acide periodique.

On peut combiner l'iode avec le *soufre*. Le sulfure d'iode obtenu est d'un gris noir, amorphe ou cristallisé en prismes, décomposable à la lumière et à l'air: ce dernier agent, à la température et à la pression ordinaires, le transforme, au bout de quelques jours, en iode qui se volatilise, et en soufre qui reste; à une température élevée, cette décomposition a lieu instantanément. On emploie avec succès ce sulfure, sous forme de pommade, dans plusieurs maladies de la peau; et notamment contre la gale. On doit à M. Luna, professeur espagnol et savant distingué, un travail intéressant sur ce sulfure, qu'il propose de préparer ainsi: On triture, dans un mortier de verre, une partie de soufre, et l'on ajoute successivement, et par petites portions, huit parties d'iode sec; lorsque le mélange est devenu homogène, on le chauffe dans une capsule de porcelaine; dès qu'il est fondu, on le verse dans des moules en fer-blanc ou en porcelaine, semblables à ceux dont on se sert pour obtenir le beurre de cacao, et quand il est refroidi, on l'introduit dans des vases opaques que l'on bouche parfaitement.

Le *bore* est sans action sur l'iode.

L'iode n'exerce à froid aucune action sur le *charbon;* mais placé dans des circonstances particulières, il peut s'unir avec lui, et donner naissance à deux composés, le periodure et le protiodure de carbone, découverts par Sérullas.

Le *sulfure de carbone* liquide (liqueur de Lampadius) dissout l'iode à froid, et donne un liquide *d'un beau violet;* il suffit de verser ce sulfure dans de l'eau saturée d'iode pour qu'il enlève tout l'iode à l'eau: aussi voit-on la dissolution aqueuse se décolorer, et le sulfure de carbone se précipiter et former une couche d'un beau violet. Par l'évaporation de ce liquide violet, à la température ordinaire, le sulfure de carbone se volatilise, et l'iode cristallise. (Lassaigne.)

Le gaz *hydrogène* n'exerce aucune action sur l'iode à froid; mais à

une température rouge, il peut se combiner avec lui, et donner naissance à du gaz acide iodhydrique.

Si l'on projette de l'iode dans un flacon plein de *chlore* gazeux, il se forme aussitôt du protochlorure d'iode I Cl, brun, demi-liquide, contenant peut-être un peu d'iode en excès; car si l'on fait arriver un courant de gaz chlore sur ce composé, il se décolore peu à peu, devient blanc jaunâtre, répand une odeur irritante, et constitue le perchlorure d'*iode*, $I\ Cl^3$, solide, cristallisable et déliquescent.

L'iode est soluble dans l'eau pure, mais en petite quantité, dans la proportion de 7 sur 1,000 environ de son poids. Lorsque l'eau est chargée d'un sel, de chlorhydrate ou d'azotate d'ammoniaque plus particulièrement, elle en dissout une plus grande quantité, quoique, suivant Gay-Lussac, ce phénomène soit indépendant de toute décomposition.

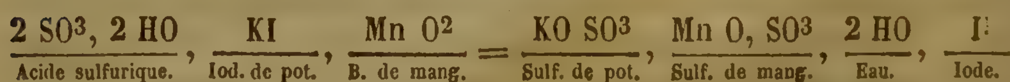
Caractères distinctifs. Indépendamment de ses propriétés physiques, qui, à la rigueur, serviraient seules à le faire reconnaître, on peut le distinguer de tous les autres corps : 1° par les vapeurs violettes qu'il fournit lorsqu'on le volatilise; 2° par la belle couleur bleue qu'il communique à une dissolution d'amidon dans l'eau ; ce moyen est si sensible qu'il permet de retrouver des traces d'iode qui ne pourraient être décelées par d'autres agents; il faut toujours opérer avec des liqueurs plutôt acides qu'alcalines; le corps bleu, formé par suite de l'action de l'iode sur l'amidon, devient blanc lorsqu'on le chauffe jusqu'à 90° c.; celui-ci reprend la couleur bleue dès qu'on le fait refroidir; si, au contraire, on le fait bouillir pendant quelques minutes, il se décolore entièrement pour ne plus reprendre sa première coloration; dans ce dernier cas, il s'est formé de l'acide iodhydrique qui reste dans la liqueur. (Voy. tome II, article *Amidon.*)

Il sert à la préparation des plaques daguerriennes. Il doit être rangé parmi les stimulants; il agit directement sur le système reproducteur, et particulièrement sur l'utérus, d'après Coindet : aussi est-il regardé comme un des emménagogues les plus actifs. A la dose de 4 à 6 grammes, il détermine l'ulcération de la membrane muqueuse de l'estomac, et la mort. (Voy. mon *Traité de médecine légale,* tome III, 4e édit.) Des observations nombreuses ont prouvé qu'il pouvait faire disparaître complétement ou incomplétement la plupart des goîtres, et que son usage était également suivi de succès dans une multitude d'affections scrofuleuses, dans les indurations des testicules, dans la blennorrhagie, etc. Il peut être employé à l'intérieur, à la dose de 5 centigrammes dissous dans 400 grammes d'eau distillée, mêlée à 6 centigrammes de sel commun ; extérieurement on le prescrit soit en solution iodurée plus chargée d'iode, soit sous forme

de pommade, dans laquelle on fait entrer aussi l'iodure de potassium, l'iodure de soufre, ou les iodures de mercure. Il serait imprudent d'administrer à l'intérieur une forte dose d'iode, qui ne manquerait pas d'agir comme poison, ainsi que je l'ai déjà dit (voy. *Iodure de potassium*).

Extraction. Après avoir dissous dans l'eau toutes les matières solubles contenues dans le produit de la calcination de certains fucus et varechs, on évapore la liqueur jusqu'au point où elle laisse cristalliser les sels qu'elle contient, et en particulier le carbonate de soude; on décante, et l'on obtient ainsi toute la liqueur surnageante, qui porte le nom d'eau mère de soude de varech. Cette eau contient plusieurs substances, et entre autres du sel marin et de l'iodure de potassium (composé d'iode et de potassium). On la concentre et on l'introduit dans une cornue avec une certaine quantité de bioxyde de manganèse et d'acide sulfurique concentré; on adapte au col de cette cornue une allonge et un ballon bitubulé, et on chauffe doucement. Bientôt l'iode se volatilise sous forme de vapeurs violettes, et vient se condenser dans le col de la cornue ou dans le récipient, en lames bleuâtres, cristallines, qu'il faut laver avec de l'eau contenant un peu de potasse pour le débarrasser d'une certaine quantité d'acide sulfurique qu'il renferme; ensuite on le fait sécher en le pressant entre deux feuilles de papier, et on le distille de nouveau; il reste dans la cornue du sulfate de potasse et du sulfate de protoxyde de manganèse. Suivant M. Gaultier de Claubry, le *fucus saccharinus* fournit plus d'iode que les autres espèces dont il a fait l'analyse. — *Théorie.* Le bioxyde de manganèse cède un équivalent d'oxygène au potassium de l'iodure et le transforme en protoxyde de potassium qui s'unit à l'acide sulfurique; l'iode est mis à nu; le protoxyde de manganèse provenant du bioxyde décomposé, se combine avec une autre portion d'acide sulfurique et forme du sulfate de protoxyde.

Ainsi :



$$\underbrace{2\,SO^3,\,2\,HO}_{\text{Acide sulfurique.}},\ \underbrace{KI}_{\text{Iod. de pot.}},\ \underbrace{Mn\,O^2}_{\text{B. de mang.}} = \underbrace{KO\,SO^3}_{\text{Sulf. de pot.}},\ \underbrace{Mn\,O,\,SO^3}_{\text{Sulf. de mang.}},\ \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{I}_{\text{Iode.}}$$

En procédant ainsi, il se produit, d'après M. Soubeiran, une certaine quantité de chlorure d'iode, parce que les eaux mères contiennent des chlorures qui sont décomposés en mettant du chlore à nu, ce qui occasionne une perte.

M. Persoz, après avoir examiné et discuté le procédé qui vient d'être décrit et ceux qui ont été proposés soit par M. Soubeiran, soit par MM. Labiche et Chantrel, donne la préférence au suivant, aussi bien

pour extraire l'iode des eaux mères de la soude de varech, que pour retirer celui que renferment les eaux des bains iodurés dans la composition desquels on l'a fait entrer, et même de l'urine des malades soumis à un traitement ioduré. (*Journal de pharmacie*, août 1847.)

On commence par faire passer du gaz acide sulfureux dans les eaux iodurées, jusqu'à ce qu'elles exhalent une légère odeur; on fait alors dissoudre successivement dans la liqueur 1 partie de sulfate de bioxyde de cuivre et une partie de bisulfite de soude; on l'abandonne ensuite à elle-même ou on la fait bouillir, suivant que l'on désire avoir immédiatement, ou seulement au bout de quelques heures, un précipité de *protiodure* de cuivre; on lave celui-ci sur un filtre, on le dessèche, et on en extrait l'iode en le calcinant en vases clos, après l'avoir mélangé à deux équivalents de bioxyde de manganèse.

Théorie. Le sulfate de bioxyde de cuivre et le bisulfite de soude se décomposent et donnent du sulfate de soude et du *sulfite de bioxyde* de cuivre insoluble; celui-ci se précipiterait s'il n'y avait pas dans la liqueur un excès d'acide sulfureux, et l'opération serait manquée; cet acide agit encore en ramenant le sulfite de bioxyde à l'état de sulfite de protoxyde; c'est sur celui-ci que doit agir l'iodure de potassium. En vertu de la loi des doubles décompositions, il se formera du sulfite de potasse soluble et du protoiodure de cuivre insoluble. L'acide sulfureux offre encore l'avantage de décolorer les liqueurs et de transformer en iodure de potassium l'iodate de potasse qu'elles pourraient contenir. (Voy. le *Journal de pharmacie* de janvier 1837 pour un autre procédé d'extraction de l'iode, donné par M. Barruel.)

L'iode est rarement pur; quand il est entièrement soluble dans l'alcool et volatil sans résidu, il retient encore des quantités notables de fer; on reconnait très-bien ce métal en faisant bouillir, pendant quelque temps, l'iode avec de l'acide chlorhydrique affaibli; mais on n'enlève pas ainsi tout le fer : on n'y parvient qu'en traitant l'iode tenu en suspension dans quinze ou vingt fois son poids d'eau par un courant rapide de gaz acide sulfhydrique; tout le fer se trouve dans le soufre déposé. Pour obtenir l'iode pur, on sature par la potasse l'acide iodhydrique qui reste dans la liqueur, et l'on fait arriver du chlore en excès dans l'iodure de potassium dissous; quand l'iode qui s'est précipité a été redissous par un excès de chlore, on verse cette liqueur dans une autre dissolution d'iodure de potassium, contenant au moins trois fois plus d'iodure que la première. L'iode se précipite; il est ensuite recueilli, lavé et séché. (Millon, *Ann. de ch. et de phys.*, tome IX; 1843.

DU PHOSPHORE. Ph. Équivalent = 400.

(De φῶς, lumière, parce qu'il est lumineux dans l'obscurité.)

Le phosphore n'a jamais été trouvé pur dans la nature; il entre dans la composition de plusieurs produits minéraux et animaux; combiné avec l'oxygène, le carbone, l'azote et l'hydrogène, il constitue la laitance de carpe et une partie de la matière cérébrale et des nerfs; uni à l'oxygène et à la chaux, il fait la base de la portion dure du squelette des animaux et de toutes les parties ossifiées. Le phosphate de chaux, qui existe si abondamment en Estramadure, et plusieurs autres phosphates métalliques que l'on trouve dans la nature, contiennent également du phosphore.

Le phosphore pur est un corps solide, transparent ou demi-transparent, d'un aspect corné, incolore (1), flexible, et assez mou pour céder au couteau; on le raye facilement avec l'ongle; il a une odeur d'ail très-sensible, il paraît insipide; son poids spécifique est de 1,840; la densité de sa vapeur à 500° c. est de 4,355.

Si l'on met du phosphore au fond d'une fiole contenant de l'eau, et qu'on élève la *température* jusqu'à 44°,2 c., il entre en fusion et il est transparent comme une huile blanche; si on le laisse refroidir très-lentement, il conserve sa transparence et se solidifie; toutefois il n'est pas rare de voir le phosphore, ainsi fondu, rester liquide pendant plusieurs minutes au milieu d'une eau dont la température n'est que de 12° ou 15° c.; mais il se solidifie aussitôt qu'on le touche avec un corps étranger. D'après M. Thénard, le phosphore chauffé jusqu'à 70° et refroidi subitement devient noir; pour que cela ait lieu, il faut agir sur du phosphore distillé au moins trois ou quatre fois, et dans certains cas huit à dix. Si on rompt la pellicule qui se forme à la surface du phosphore fondu, au moment où il va se figer, et que l'on fasse écouler les parties encore liquides, il ne cristallise qu'avec la plus

---

(1) Quand le phosphore est jaunâtre, jaune verdâtre ou brunâtre, qu'il a été conservé *à l'abri du contact de la lumière*, et qu'il ne doit par conséquent pas sa couleur à cet agent, ces colorations dépendent, d'après Dupasquier, d'une certaine quantité de phosphure d'arsenic : cet arsenic provient de l'acide sulfurique employé pour obtenir le phosphate acide de chaux (*Journ. de pharm.*, septembre 1844). Dupasquier aurait dû dire que, l'acide sulfurique du commerce étant rarement arsenical, les colorations dues à cette cause doivent être fort rares.

grande difficulté; on obtient, au contraire, facilement des cristaux de phosphore en le dissolvant dans les huiles essentielles et surtout dans le sulfure de carbone. Si, lorsqu'il est fondu dans l'eau chaude, on agite pendant quelque temps la fiole qui le contient, il se convertit en une poudre que l'on a employée en médecine; cette poudre est bien autrement ténue si, au lieu d'eau, on a employé de l'alcool à 36 degrés. Soumis à une température d'environ 290°, le phosphore se volatilise et peut être distillé (voy. pl. 3, fig. 6) ; on fait ette expérience dans une atmosphère d'hydrogène : on maintient un courant de ce gaz dans une petite cornue tubulée, dans laquelle on a placé une vingtaine de grammes de phosphore, et qui communique avec un récipient également tubulé et portant un tube recourbé, dont l'extrémité plonge dans un vase rempli d'eau; lorsque l'air de l'appareil a été chassé et remplacé par l'hydrogène, on chauffe la cornue avec quelques charbons rouges, et la distillation du phosphore a lieu rapidement : par ce moyen, le phosphore volatilisé peut se condenser sans avoir le contact de l'air, qui l'enflammerait. Si le phosphore est soumis pendant longtemps à une température de 240° à 250°, il devient rouge.

La *lumière* solaire change en rouge la couleur blanche du phosphore pur renfermé dans de l'eau privée d'air, dans de l'huile d'olives, de l'esprit-de-vin ou de l'éther, etc., sans que le phosphore passe à l'état d'acide; le même phénomène a lieu lorsque le phosphore est placé sous une cloche vide ou dans le vide d'un baromètre : dans ce dernier cas, il se dépose en paillettes brillantes contre les parois de l'instrument. Le phosphore rouge est plus dense que le phosphore ordinaire; son poids spécifique est de 1,964. Il est inaltérable à l'air, insoluble dans l'éther et dans l'alcool. Il est moins combustible que le phosphore ordinaire, ne donne aucune lueur dans l'obscurité, et ne s'enflamme à l'air libre qu'à la température de 260°. Schroeter, à qui l'on doit ces détails, a reconnu que la production de cette matière rouge résulte d'une transformation isomérique du phosphore, qui jouit de propriétés nouvelles et très-différentes de celles qu'il possède dans l'état ordinaire. On peut encore obtenir ce phosphore rouge par l'action d'une faible lumière diffuse.

Le *fluide électrique* agit sur le phosphore, qui a le contact de l'air comme le calorique; du reste, ce corps simple est *électro-positif* par rapport à l'azote, et *électro-négatif* par rapport au bore et au carbone (voy. page 30).

Le *gaz oxygène,* très-sec et extrêmement pur, n'exerce aucune action sur lui, à une température qui ne dépasse pas 27°, et sous la pression

ordinaire de l'atmosphère; mais si on diminue la pression, lors même que le thermomètre marque 20, 15, 10 ou 6°, le phosphore se combine avec le gaz, brûle, devient lumineux dans l'obscurité, et se transforme en acide *hypophosphorique*. Cette phosphorescence est-elle le résultat de la combinaison lente du phosphore avec l'oxygène ? Berzelius ne le pensait pas, et il l'attribuait à la vaporisation du phosphore; en effet, disait-il, le phosphore luit dans les gaz azote et hydrogène purs, et même dans le vide barométrique, et il continue à luire jusqu'à ce que l'espace où la phosphorescence se produit soit saturé de vapeurs de phophore. Cependant quelques expériences récentes de Fischer tendent à prouver que la phosphorescence du phosphore est due réellement à son oxydation. Quoi qu'il en soit, la combinaison du phosphore avec l'oxygène à froid est d'autant plus facile que la diminution de pression est plus considérable: aussi l'opère-t-on à merveille lorsqu'on introduit dans le vide barométrique du phosphore avec quelques bulles de gaz oxygène; toutefois elle cesse de se produire si la température est à 5 + 0° ou au-dessous. Si, au lieu de diminuer la pression, on l'augmente, l'oxygène ne se combine avec le phosphore qu'à une température au-dessus de 27°. Enfin la combustion du phosphore dans l'oxygène peut encore avoir lieu au-dessous de 27°, lorsque l'on mêle ce gaz avec une plus ou moins grande quantité d'un autre gaz, tel que de l'azote, de l'hydrogène ou de l'acide carbonique, qui agissent de la même manière que la diminution de pression: on doit la plupart de ces détails à M. Bellani de Monza.

Si l'on place un fragment de phosphore dans une petite coupelle, et qu'on l'introduise dans un flacon rempli de gaz *oxygène*, après l'avoir enflammé, il se dégage beaucoup de calorique et une lumière des plus vives; l'oxygène est absorbé par le phosphore, et il en résulte un nuage dense, d'une couleur blanche, qui n'est autre chose que de l'acide phosphorique susceptible de rougir la teinture de tournesol. Une portion de phosphore employé passe à l'état d'oxyde rouge et tapisse l'intérieur de la coupelle. Cet acide, cet oxyde, et l'acide hypophosphorique, sont les seuls produits qui résultent de l'action directe du phosphore sur le gaz: on connaît cependant plusieurs autres composés de phosphore et d'oxygène que l'on obtient par des moyens indirects: tels sont les acides hypophosphoreux et phosphoreux, et l'oxyde jaune de phosphore. Enfin, si l'on frotte un morceau de phosphore avec un corps quelconque, au milieu de l'air, le phosphore prend feu immédiatement.

Le *soufre* peut, en se combinant avec le phosphore, donner naissance à plusieurs composés plus fusibles que le phosphore; tels que $Ph^4 S$, $Ph^2 S$, $Ph^2 12 S$, $Ph^2 S^3$, $Ph^2 S^5$ (Berzelius, *Journ. de pharm.*, an-

née 1843). Pour les obtenir, on broie les deux corps dans un mortier de porcelaine, en ajoutant de l'eau tiède.

Le phosphore fondu dissout le *sélénium ;* les séléniures formés décomposent l'eau. Le *bore* ne se combine pas avec le phosphore. On ne connaît pas bien l'action du *carbone* sur ce corps.

Le phosphore, mis en contact avec le gaz *hydrogène,* se combine en partie avec lui et forme de l'hydrogène phosphoré; cette combinaison a lieu bien plus facilement lorsque l'hydrogène prend naissance sous l'influence du phosphore. Le *chlore* s'unit en deux proportions avec le phosphore, et donne naissance à deux chlorures. On obtient le *perchlorure,* $PhCl^5$, en traitant le phosphore directement par le chlore gazeux; il est surtout caractérisé par la propriété qu'il possède de décomposer l'eau avec une grande rapidité, en produisant des acides chlorhydrique et phosphorique.



$$\underbrace{PhCl^5}_{\text{Perchlorure.}},\ \underbrace{5\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{PhO^5}_{\text{Acide phosphorique.}},\ \underbrace{5\,HCl.}_{\text{Acide chlorhydrique.}}$$

Il est blanc, solide, cristallin, et bout à 148°. Il est formé de 15,29 de phosphore, et de 84, 71 de chlore.

On prépare le *protochlorure,* $PhCl^3$, en dissolvant à chaud un excès de phosphore dans le perchlorure; par le refroidissement, tout le phosphore non combiné se précipite; il devient facile alors de le séparer; on parvient aussi à opérer cette séparation en distillant à une douce chaleur dans des vases bien secs. Ce protochlorure est liquide, incolore, fumant à l'air, d'une densité de 1,45; il bout à 78°. Il est formé de 23,13 de phosphore, et de 76,87 de chlore.

Le phosphore se combine avec le *brome* à la température ordinaire, avec dégagement de beaucoup de chaleur et de lumière, et produit deux bromures, dont l'un est liquide et l'autre solide. Il y aurait quelque danger à opérer sur plus de 10 ou 12 centigrammes de chacun de ces corps, parce que le mélange *enflammé* serait projeté au loin instantanément.

Le phosphore s'unit à l'*iode* en diverses proportions et avec dégagement de chaleur et de lumière. Lorsqu'on met ensemble, dans un tube de verre, une partie de phosphore et huit parties d'iode, on obtient un iodure d'un rouge orangé brun, fusible à environ 100°, volatil à une température plus élevée, et servant à la préparation de l'acide iodhydrique. L'*iodure phosphoreux* de Berzelius contient douze parties d'iode pour une de phosphore, et l'*iodure phosphorique* vingt.

Caractères distinctifs du phosphore. 1° Ses propriétés physiques; 2° il brûle à chaud dans le gaz oxygène ou dans l'air, avec grand éclat,

et donne des vapeurs blanches d'acide phosphorique et de l'oxyde rouge de phosphore fixe.

Le phosphore a été découvert par Brand, de Hambourg, en 1669.

Usages. Le phosphore est employé pour faire l'analyse de l'air et pour la construction des briquets phosphoriques. Parmi les moyens proposés pour faire ces briquets, le plus simple consiste à remplir d'eau à 70° ou à 80° un petit flacon de cristal, et à y introduire de petits fragments de phosphore; ceux-ci fondent, occupent la partie inférieure du flacon, et chassent l'eau. Lorsque la majeure partie de celle-ci est expulsée, le petit appareil se trouve presque rempli de phosphore fondu: alors on le laisse refroidir en tenant le flacon dans l'eau, et on le bouche lorsqu'il est froid. Chaque fois que l'on veut se servir de cet instrument, on introduit dans le flacon l'extrémité d'une allumette soufrée, afin de détacher quelques molécules de phosphore; on frotte cette extrémité sur un bouchon de liége: par ce moyen, la température se trouve élevée, et le phosphore s'enflamme. Ces briquets, à moins d'être parfaitement bouchés, ne peuvent pas servir longtemps, parce que le phosphore absorbe promptement l'oxygène de l'air et passe à l'état d'acide hypophosphorique déliquescent. Les allumettes *phosphoriques*, dites chimiques, seront décrites à l'article *Chlorate de potasse.*

On emploie encore le phosphore pour faire une *pâte* avec laquelle on détruit promptement et à coup sûr les *rats*, les souris, les mulots, etc., quand on l'a étendue en couches légères sur des tranches de pain très-minces. Ces animaux la mangent avec avidité. Si on l'a hachée avec des vers, elle détruit parfaitement les taupes, les loirs, les grillons, etc. On l'obtient avec 20 grammes de phosphore, 400 d'eau bouillante, 400 de farine de blé, de seigle ou de sarrazin, 400 de suif fondu, 200 d'huile de noix, et 250 de sucre en poudre. On peut la colorer avec du noir de fumée. (Aug. Dubois, *Journ. de pharm.*, août 1849.)

Action du phosphore sur l'économie animale. Le phosphore, à petites doses, doit être regardé comme un excitant volatil puissant, dont l'action est très-prompte, très-intense, mais peu durable; il augmente l'activité de tous les systèmes de l'économie animale, et principalement du système nerveux. Les expériences d'Alphonse Leroy, de Pelletier et de Bouttatz, prouvent qu'il irrite les organes de la génération et qu'il éveille singulièrement l'appétit vénérien. Il a été administré dans les maladies asthéniques, aiguës ou chroniques, où il ne faut exciter que momentanément, mais d'une manière très-intense: ainsi son emploi a été, assure-t-on, suivi de succès dans les fièvres dites ataxiques et adynamiques,

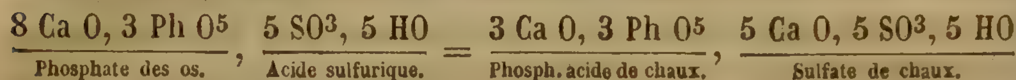
avec prostration extrême des forces vitales, dans les différentes complications de ces mêmes fièvres, dans les fièvres intermittentes opiniâtres, les affections rhumatismales et goutteuses, la suppression des règles, la chlorose, et les infiltrations avec atonie de la fibre; mais particulièrement dans l'apoplexie, la syncope, et dans plusieurs maladies nerveuses, telles que la paralysie, les convulsions épileptiques, la manie, la céphalalgie opiniâtre, la goutte sereine, et la cardialgie. La dose de ce médicament ne doit pas être portée au delà de 5 centigrammes dans les vingt-quatre heures, et l'on doit rejeter les préparations où il n'est que suspendu, telles que les pilules, les loochs, les électuaires, les émulsions, les conserves, etc. La manière la plus convenable de l'administrer est de le faire dissoudre dans de l'éther sulfurique, en y ajoutant un peu d'huile essentielle aromatique. On doit suspendre son usage s'il fait éprouver une ardeur à l'estomac, ou s'il occasionne des vomissements Il est très-vénéneux.

On l'a également employé à l'extérieur en frictions, sous forme de pommade phosphorée, camphrée ou non, et de liniment phosphoré, dans la goutte, les rhumatismes chroniques et la paralysie.

Extraction. On prend des os que l'on calcine à l'air libre pour en détruire la matière animale; dans cet état, ils contiennent environ 77 parties de phosphate de chaux, 20 p. de carbonate de chaux, et 3 p. d'autres sels, etc. On les pulvérise et on les mêle avec de l'acide sulfurique dans le rapport de trois parties pour deux d'acide; au bout de deux ou trois jours, on délaie dans une suffisante quantité d'eau, pour en faire une bouillie claire; on jette sur un linge. Le liquide passe limpide, et la toile retient tout ce qui est insoluble. Ce liquide ainsi obtenu est évaporé jusqu'en consistance de sirop épais, puis mêlé avec le tiers de son poids de charbon et desséché dans des vases de fonte; dans cet état, on l'introduit dans des cornues de grès lutées et bien sèches. On dispose ensuite ces cornues dans un fourneau à réverbère (pl. 3, fig. 6), et à leur col on ajuste une allonge courbée en angle droit, dont l'ouverture assez large plonge de quelques lignes dans l'eau d'un vase disposé à cet effet *B*. Alors on chauffe peu à peu jusqu'au rouge intense; bientôt il se dégage des gaz (1) formés d'oxyde de carbone, de carbure et de phos-

(1) La rapidité avec laquelle se dégagent ces gaz peut servir à régulariser la marche de l'opération.

phure d'hydrogène; ce dernier s'enflamme subitement au contact de l'air. Vient ensuite le phosphore, qui, distillant dans l'eau, est à l'abri de l'air, par conséquent de toute combustion. — *Théorie.* L'acide sulfurique produit du sulfate de chaux insoluble avec le carbonate de chaux et avec la moitié seulement de la chaux du phosphate; car, par l'action de l'acide phosphorique mis en liberté, la moitié du phosphate se dissout et échappe ainsi à la réaction. On obtient donc dans la liqueur de l'acide phosphorique uni à du phosphate de chaux (c'est-à-dire du phosphate acide de chaux) :



$$\underbrace{8\,CaO, 3\,PhO^5}_{\text{Phosphate des os.}}, \underbrace{5\,SO^3, 5\,HO}_{\text{Acide sulfurique.}} = \underbrace{3\,CaO, 3\,PhO^5}_{\text{Phosph. acide de chaux.}}, \underbrace{5\,CaO, 5\,SO^3, 5\,HO}_{\text{Sulfate de chaux.}}$$

L'acide phosphorique du phosphate acide de chaux, composé lui-même de phosphore et d'oxygène, cède cet oxygène au charbon, qui s'en empare et met ainsi le phosphore en liberté. Le gaz oxyde de carbone, le carbure et le phosphure d'hydrogène, sont le résultat de la décomposition de l'acide phosphorique et de l'eau, et de la combinaison de l'oxygène de ces deux corps avec une partie de carbone, et de l'hydrogène de l'eau avec une partie de ce dernier corps et avec une portion de phosphore.

Comme en cet état le phosphore peut entraîner quelques parties de charbon, et suivant quelques auteurs, de phosphure de carbone, qui le salissent, on le purifie, en le faisant fondre dans l'eau chaude et en le mélangeant avec du noir d'os en poudre qui le décolore; on l'enlève ensuite avec une cuiller, et on le plonge rapidement dans de l'eau froide, afin de le faire prendre en pain. Pour le débarrasser du noir qu'il contient et des autres impuretés, on le met dans un morceau de peau de chamois; on en fait un nouet bien solide, que l'on comprime au moyen de pinces, en le tenant dans l'eau presque bouillante : le phosphore fond et passe à travers la peau; alors il est transparent et peut être réduit en cylindres. Pour cela on plonge verticalement l'extrémité la plus large d'un tube de verre légèrement conique, dans la masse du phosphore recouverte d'eau; on aspire avec la bouche par l'autre extrémité du tube : le phosphore fondu monte dans le tube, et lorsqu'il s'est élevé jusqu'à la moitié ou aux trois quarts de sa hauteur, on ferme avec l'index l'extrémité inférieure tenue toujours dans l'eau ; on le porte dans l'eau froide, où il se refroidit; à cette époque, on fait sortir le cylindre de phosphore en soufflant par l'extrémité la plus étroite du tube. Il faut,

dans ces diverses opérations, éviter avec le plus grand soin que le phosphore fondu soit en contact avec l'air, sans quoi il s'enflamme, et l'opérateur court les plus grands dangers. Il arrive souvent que le phosphore obtenu par ce moyen n'est pas pur; dans ce cas, il faut le distiller par la méthode que j'ai indiquée à la page 77.

DE L'AZOTE. Az. Équivalent = 175.

(De α privatif et ζωή, vie.)

L'azote est un corps simple, très-répandu dans la nature; à l'état solide, il fait partie de presque toutes les substances animales, de toutes les graines, et de beaucoup de substances végétales. D'après M. Boussingault, l'azote contenu dans les végétaux provient souvent de l'air: ainsi certaines plantes légumineuses croissant dans une terre exempte de corps azotés renferment, après leur développement, une quantité considérable d'azote. Ce corps fait aussi partie de tous les azotates et de tous les sels ammoniacaux; il se trouve à l'état de gaz dans l'atmosphère, dont il fait à peu près les quatre cinquièmes, et dans le gaz ammoniac; lorsqu'il est pur, il est toujours gazeux.

DU GAZ AZOTE.

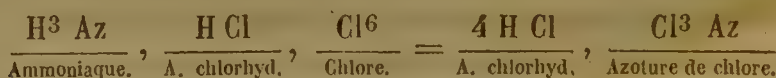
Le gaz azote est incolore, inodore, transparent, et plus léger que l'air atmosphérique; son poids spécifique est de 0,9713. Il est *électro-positif* par rapport au soufre, et électro-négatif par rapport au phosphore (voy. p. 30).

Le gaz *oxygène* ne peut se combiner directement avec le gaz azote, que lorsqu'on fait passer à travers le mélange une grande quantité d'étincelles électriques, et il se forme de l'acide *hypoazotique*, désigné improprement sous le nom d'acide *nitreux;* il se produit au contraire de l'acide *azotique*, si on a ajouté de l'eau ou du protoxyde de potassium, substances avec lesquelles l'acide azotique a beaucoup d'affinité. On peut encore obtenir trois autres composés d'oxygène et d'azote, savoir : le protoxyde et le bioxyde d'azote, et l'acide azoteux; mais ils ne résultent jamais de l'action directe des deux gaz qui les constituent. Le *soufre* ne se combine pas directement avec l'azote; cependant il existe un *sulfure d'azote* AzS^3, jaune-citron, inodore, d'une saveur âcre très-prononcée, que l'on obtient en faisant réagir sur du gaz ammoniac sec du bichlorure de soufre et du chlore, et qui est formé de 22,58

d'azote et de 77,42 de soufre. (Soubeiran, *Journ. de chim. méd.*, décembre 1837.) On croit que le *bore* a la faculté d'absorber le gaz azote. Le *carbone* pur n'a point d'action sur lui ; il existe pourtant deux composés de carbone et d'azote que l'on obtient par des moyens indirects, le *cyanogène* et le *mellon*.

Le *gaz hydrogène* ne peut pas se combiner directement avec le gaz azote ; cependant il est des circonstances particulières où ces deux corps s'unissent intimement et forment le gaz ammoniac.

Le *chlore* ne s'unit pas directement avec l'azote. Si l'on fait arriver du chlore gazeux dans une solution de sel ammoniac, préparée avec une partie de sel et 20 parties d'eau, le chlore est d'abord absorbé ; quelque temps après, la dissolution se trouble, il se dégage une multitude de petites bulles de gaz, et il se forme des gouttes d'un liquide oléagineux, d'une couleur fauve, d'une odeur piquante, insupportable, dont le poids spécifique est de 1,653. Ce liquide, découvert par Dulong, est composé de *chlore* et d'*azote* $= Cl^3 Az$; il est très-volatil, et détone avec la plus grande violence et avec dégagement de calorique et de lumière, lorsqu'on l'expose à la température de 30°, ou qu'on le met en contact avec le phosphore. Laissé sous l'*eau pure*, il disparaît en vingt-quatre heures : une partie se sépare en chlore et en azote, l'autre décompose l'eau, et il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide azotique. (Voy., pour les autres propriétés, le mémoire de Sérullas, *Ann. de chimie*, octobre 1829.) — *Théorie de sa formation.* Une portion de l'ammoniaque du sel employé est décomposée par le *chlore*, qui s'empare de son hydrogène ; l'azote, mis à nu, s'unit à une certaine quantité de chlore et produit ce liquide détonant :



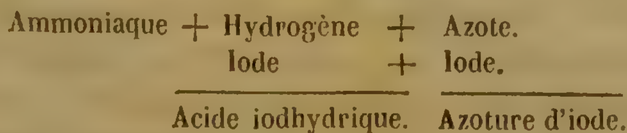
$$\underbrace{H^3 Az}_{\text{Ammoniaque.}}, \underbrace{H Cl}_{\text{A. chlorhyd.}}, \underbrace{Cl^6}_{\text{Chlore.}} = \underbrace{4 H Cl}_{\text{A. chlorhyd.}}, \underbrace{Cl^3 Az}_{\text{Azoture de chlore.}}$$

Mode de préparation. On prend un entonnoir de verre dont l'extrémité, tirée à la lampe, n'offre qu'une petite ouverture et plonge dans du mercure ; on verse dans l'entonnoir assez de dissolution de sel ammoniac pour en remplir sa capacité, et, à l'aide d'un tube de verre que l'on fait plonger dans le liquide, et qui descend jusqu'au fond de l'entonnoir, on introduit une dissolution concentrée de sel commun, qui, étant plus pesante que la dissolution de sel ammoniac, occupe la partie inférieure de l'entonnoir. L'appareil étant ainsi disposé, on fait arriver du chlore au moyen d'un tube recourbé qui plonge dans la couche supé-

rieure formée par le sel ammoniac, et qui ne touche pas la couche inférieure de sel commun : à mesure que le composé se produit, il se précipite, traverse la couche inférieure de sel commun, et tombe au fond de l'entonnoir sur le mercure. (Dulong.) On ne pourrait pas l'obtenir si on se bornait à saturer de chlore une solution de sel ammoniac contenue dans une éprouvette, parce que ce sel le décompose; on doit donc disposer l'appareil de telle sorte que ce composé soit séparé de la solution de sel ammoniac à mesure qu'il se forme.

Le *brome* ne se combine pas directement avec l'azote; mais en faisant agir sous l'eau de l'azoture de chlore sur du bromure de potassium, on obtient de l'azoture de brome oléagineux, dense, très-volatil, d'une odeur fétide qui irrite fortement les yeux. Toutes les propriétés de ce corps sont calquées sur celles de l'azoture de chlore. (Millon, *Ann. de chimie*, septembre 1838.)

L'*iode* ne se combine pas directement avec l'azote, mais il s'unit à lui par des moyens indirects. L'azoture d'iode est sous forme de poudre noirâtre : desséché, il fulmine très-fortement et spontanément; s'il est humide, il ne détone que par une légère pression; dans tous les cas, il y a dégagement de lumière sensible dans l'obscurité, et décomposition du produit en azote et en iode, qui se séparent à l'état de gaz. Il est décomposé par l'eau froide, mais surtout par l'eau chaude, et il se forme de l'iodate et de l'iodhydrate d'ammoniaque, un peu d'azote qui se dégage, et une petite quantité d'iode qui colore la liqueur : on voit que l'oxygène de l'eau a transformé l'iode en acide iodique, et que l'hydrogène a formé avec l'iode de l'acide iodhydrique, et avec l'azote de l'ammoniaque. Lorsqu'on verse sur de l'azoture d'iode de l'acide chlorhydrique *liquide* ou des *dissolutions* alcalines, telles que la potasse, la soude, etc., l'eau contenue dans ces corps est également décomposée. — *Préparation.* On obtient cet *azoture* en versant dans l'eau de l'iodure d'ammoniaque; il se précipite aussitôt de l'azoture d'iode, et il reste en dissolution de l'iodhydrate d'ammoniaque : au bout d'un quart d'heure, l'azoture est lavé sur un filtre, mais avec ménagement, pour éviter sa décomposition et la détonation qui l'accompagnerait. — *Théorie.* On peut représenter les éléments de l'iodure d'ammoniaque par



L'eau détermine la décomposition d'une portion d'ammoniaque; l'hy-

drogène provenant de cette décomposition s'unit à une partie de l'iode, et donne naissance à de l'acide iodhydrique qui s'empare de l'ammoniaque non décomposée pour former l'iodhydrate, tandis que l'autre portion d'iode se combine avec l'azote qui résulte de la décomposition de l'ammoniaque, et produit l'azoture d'iode. Si, au lieu de préparer ainsi cet *azoture,* on versait de l'ammoniaque liquide, en excès, dans une dissolution alcoolique saturée d'iode, comme le prescrivait Sérullas, on obtiendrait un azoture en poudre plus fine, que l'on pourrait laver dans l'eau, et même presser avec un tube, sans qu'il *détonât,* à moins toutefois qu'il n'eût été préalablement mis en contact avec de l'ammoniaque. L'*azoture* d'*iode* paraît toujours contenir un peu d'hydrogène. D'après M. Marchand, il serait formé de 88,66 d'iode, de 9,94 d'azote, et de 1,40 d'hydrogène. M. Bineau pense aussi qu'il renferme de l'hydrogène, et lui assigne la formule suivante : $H I^2 Az$; ce serait de l'ammoniaque dans laquelle deux équivalents d'hydrogène auraient été remplacés par deux équivalents d'iode.

Le *phosphore* parfaitement blanc passe au rouge dans le gaz azote, fond facilement, et les parois du flacon se tapissent de cristaux rouges étoilés (mémoire de Vogel) ; l'azote contient une certaine quantité de phosphore gazeux qui semble y être à l'état de mélange. Six litres de gaz peuvent s'unir à 5 centigrammes de phosphore. Le gaz azote phosphoré, mis en contact avec le gaz oxygène, cède le phosphore à l'oxygène, pour former de l'acide phosphoreux, et l'azote reste libre.

M. H. Rose a fait connaître en 1833 (voy. *Annales de chimie*, novembre) un *azoture de phosphore,* pulvérulent, très-léger, blanc, insoluble dans l'eau et dans presque tous les acides et dans les alcalis dissous, inattaquable par le chlore et par le soufre, décomposable à une haute température par le gaz hydrogène sec, en phosphore et en ammoniaque. Il est formé de 46,67 d'azote et de 53,33 de phosphore ; on l'obtient en faisant passer du gaz ammoniac sec à travers du protochlorure liquide de phosphore.

D'après M. Gerhardt, les divers corps désignés sous les noms d'azotures de phosphore ne seraient que des mélanges de trois corps définis, composés chacun au moins de trois éléments, et qui sont le *phosphamide*, le *biphosphamide* et le *phospham* (voy. *Chimie organique*).

Caractères distinctifs du gaz azote. 1° Il est incolore ; 2° il éteint les corps enflammés ; 3° il ne rougit pas la teinture de tournesol ; 4° il ne se dissout pas dans l'eau ; 5° il ne trouble point l'eau de chaux ; 6° son poids spécifique est de 0,9713.

Usages. Le gaz azote est employé pour conserver certaines substances qui absorbent facilement l'oxygène de l'air, par exemple le potassium et le sodium. Il asphyxie les animaux qui le respirent, en s'opposant à la transformation du sang veineux en sang artériel ; la respiration devient gênée, on éprouve des vertiges et de la céphalalgie, les lèvres et le visage prennent une teinte livide ; ces symptômes ne tardent pas à être suivis de mort, si on continue à le respirer. L'asphyxie des fosses d'aisances, connue sous le nom de *plomb*, est quelquefois occasionnée par ce gaz. On a conseillé de faire respirer le gaz azote mêlé à de l'air dans les maladies caractérisées par une très-grande activité de la circulation et de la respiration ; mais on ne sait pas encore jusqu'à quel point ce moyen peut être avantageux.

Extraction. 1° On enflamme du phosphore dans une quantité déterminée d'air ; celui-ci cède tout son oxygène, et l'azote est mis à nu : pour cela, on met le feu à un petit morceau de phosphore placé sur un support en brique, que l'on a préalablement disposé sur la planche de la cuve à eau (voy. pl. 3, fig. 2). Ce support *A* doit être assez élevé pour que le phosphore soit hors de l'eau de la cuve *CC*, et par conséquent en contact avec l'air : aussitôt que le phosphore est enflammé, on le recouvre d'une grande cloche *D*, pleine d'air atmosphérique, que l'on fait plonger dans l'eau de la cuve ; le phosphore, qui n'est alors en contact qu'avec l'air de la cloche, s'empare de tout son oxygène, passe à l'état d'acide phosphorique, que l'on voit paraître sous forme d'un nuage excessivement épais, et il se dégage une très-grande quantité de calorique et de lumière ; l'air, dilaté par la chaleur qui se produit, est en partie expulsé en grosses bulles ; au bout d'une ou deux minutes, le phosphore s'éteint, et l'opération est terminée. On laisse l'appareil dans la même situation, et l'on aperçoit l'eau monter dans l'intérieur de la cloche jusqu'à ce que celle-ci soit entièrement refroidie, l'acide phosphorique se dissoudre complétement, et l'intérieur de l'appareil, auparavant nébuleux et très-opaque, reprendre sa transparence. Le gaz ainsi obtenu, pouvant contenir encore un peu d'oxygène, doit être mis en contact, pendant plusieurs heures et à froid, avec quelques petits cylindres de phosphore supportés par des tubes de verre ; par ce moyen, le gaz azote se trouvera entièrement privé d'oxygène, mais il contiendra du phosphore vaporisé et à l'état de mélange ; on absorbera ce phosphore à l'aide de quelques bulles de chlore gazeux et d'un peu de potasse ; en effet, le phosphore se combinera avec le chlore, et le chlorure formé sera absorbé et dissous par la potasse, qui s'emparera

aussi de l'excès de chlore et de l'acide phosphorique qui pourraient rester, ainsi que de la petite quantité d'acide carbonique que l'air atmosphérique renfermait. Il est évident que pour faciliter ces réactions chimiques, il faudra agiter la potasse et le gaz pendant quelques minutes.

2° On peut obtenir du gaz azote très-pur, en faisant réagir du chlore sur de l'ammoniaque liquide en excès (l'ammoniaque est formée d'azote et d'hydrogène) : le chlore s'empare de l'hydrogène, forme de l'acide chlorhydrique qui s'unit avec une portion d'ammoniaque, et l'azote est mis à nu. Pour cela on emploie un tube barométrique fermé à la partie supérieure, on le remplit de dissolution de chlore jusqu'aux $^9/_{10}$, auxquels on ajoute $^1/_{10}$ d'ammoniaque liquide; on renverse ensuite le tube, l'extrémité ouverte plongeant dans la cuve à eau. On voit alors l'azote se dégager sous forme de bulles qui se réunisseut au sommet. On peut substituer au chlore un chlorure d'oxyde alcalin décolorant :



$$\underset{\text{Ammoniaque.}}{\underline{H^3\ Az}},\ \underset{\text{Chlore.}}{\underline{Cl^3}} = \underset{\text{Acide chlorhydrique.}}{\underline{3\ H\ Cl}},\ \underset{\text{Azote.}}{\underline{Az}}$$

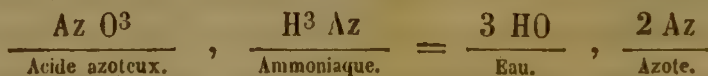
mais les trois équivalents d'acide chlorhydrique ne restent pas libres, ils s'unissent à trois équivalents d'ammoniaque; en sorte que l'on a



$$\underset{\text{Ammoniaque.}}{\underline{4\ H^3\ Az}},\ \underset{\text{Chlore.}}{\underline{3\ Cl}} = \underset{\text{Chlorhyd. d'ammoniaq.}}{\underline{3\ H^3\ Az,\ H\ Cl}},\ \underset{\text{Azote.}}{\underline{Az}}$$

3° On peut encore préparer l'azote en faisant passer un courant d'air atmosphérique sec et privé d'acide carbonique sur du cuivre chauffé au rouge, qui absorbe l'oxygène.

4° Enfin M. Corenwrinder préfère chauffer 1 volume d'*azotite* de potasse avec 3 volumes de chlorhydrate d'ammoniaque en dissolution concentrée; il se produit du chlorure de potassium et de l'*azotite d'ammoniaque*, ce dernier se dédouble en azote et en eau sous l'influence de la chaleur :



$$\underset{\text{Acide azoteux.}}{\underline{Az\ O^3}},\ \underset{\text{Ammoniaque.}}{\underline{H^3\ Az}} = \underset{\text{Eau.}}{\underline{3\ HO}},\ \underset{\text{Azote.}}{\underline{2\ Az}}$$

On prive l'azote de la petite quantité d'ammoniaque qu'il renferme (parce que l'azotite d'ammoniaque employé était légèrement alcalin) en le faisant passer à travers de l'eau acidulée par de l'acide sulfu-

rique. On prépare l'azotite de potasse en traitant une dissolution de potasse caustique, d'une densité de 1,38, par un courant des gaz qui proviennent de l'action de 10 p. d'acide azotique sur une d'amidon ; on fait arriver ces gaz jusqu'à ce que la liqueur soit acide ; puis on rend celle-ci légèrement alcaline, en ajoutant de la potasse caustique. (*Journal de pharm.*, septembre 1849.)

DES AZOTURES DE CARBONE.

Le carbone en s'unissant avec l'azote donne naissance à deux produits : l'un, le protoazoture de carbone ou *mellon*, décrit pour la première fois par M. Liebig en 1833, et l'autre, le cyanogène ou le perazoture.

DU CYANOGÈNE. Cy ou C^2 Az. Équivalent = 325.

Le *cyanogène*, découvert par Gay-Lussac, ne se trouve pas dans la nature. Son analogie avec le chlore, le brome et l'iode, ne saurait être mise en doute, d'après le rôle qu'il joue dans les diverses combinaisons dont il fait partie. Véritable radical composé, il forme avec l'hydrogène un hydracide, avec l'oxygène des acides, et avec certains métaux des cyanures.

Il est sous forme d'un fluide élastique, non permanent, d'une odeur très-vive, pénétrante, et d'une saveur très-piquante ; son poids spécifique est de 1,86. Il rougit la teinture de tournesol ; mais en faisant chauffer la dissolution, le gaz se dégage, mêlé avec un peu d'acide carbonique, et la couleur bleue reparaît.

Il peut être soumis à l'action d'une très-haute température sans se décomposer ; mais si, étant exposé à l'air, on le met en contact avec un corps en ignition, il absorbe l'*oxygène* et brûle avec une flamme de couleur bleuâtre mêlée de *pourpre*. Lorsque le cyanogène est comprimé par quatre atmosphères à la température ordinaire ou qu'il est refroidi jusqu'à 20° — 0° sans augmenter la pression, il se liquéfie comme le chlore (voy. p. 62). Il se *solidifie* sous la double influence d'une pression considérable et d'un abaissement de température (Bussy). On connaît un composé de cyanogène et d'oxygène, que l'on obtient par des moyens indirects, et que je décrirai sous le nom d'acide *cyanique ;* il existe en outre un acide formé de cyanogène, d'oxygène et d'hydrogène, que l'on désigne sous le nom d'acide *cyanurique.*

Le *soufre* s'unit avec le cyanogène en deux proportions. Le *sulfocya-*

nogène, que l'on avait cru formé d'équivalents égaux de cyanogène et de soufre, contient en outre de l'oxygène et de l'hydrogène.

Le gaz *hydrogène* n'agit point sur lui à une température même élevée; il existe cependant un acide formé de cyanogène et d'hydrogène, connu sous le nom d'acide *cyanhydrique* (prussique).

Le soufre, le cyanogène et l'hydrogène, peuvent s'unir par des moyens particuliers, et former un acide appelé *hydrosulfocyanique* (voyez ce mot).

Iodure de cyanogène. — Lorsqu'on fait arriver du cyanogène dans un ballon où il y a de l'*iode* en vapeur, il se produit un iodure découvert par Sérullas; mais on l'obtient plus facilement et plus abondamment en décomposant le cyanure de mercure par l'iode. Il est blanc et sous forme de longues aiguilles très-minces, d'une odeur très-piquante, solubles dans l'eau, très-solubles dans l'alcool; il irrite vivement les yeux et provoque le larmoiement.

Le *brome* peut former avec le cyanogène un *bromure* blanc, solide à $16° + 0$, se volatilisant au-dessus de cette température. On l'obtient comme l'iodure, en décomposant le cyanure de mercure par le brome.

Le *chlore* est susceptible de fournir trois composés *isomériques* avec le cyanogène, un chlorure gazeux, un liquide et un solide. Le *protochlorure gazeux* Cy Cl est incolore, d'une odeur piquante et insupportable, d'une densité de 2,12444. Il peut être cristallisé en longues aiguilles prismatiques à —18°. Ces aiguilles fondent à —15° et entrent en ébullition à —12°. L'eau dissout vingt-cinq fois son volume de ce gaz, l'alcool cent fois, et l'éther cinquante fois. Un volume de protochlorure est formé d'un demi-volume de cyanogène et d'un demi-volume de chlore. La formule Cy Cl représente quatre volumes. Il est très-caustique et excessivement délétère, il n'est pas acide. On l'obtient en laissant séjourner pendant 10 à 12 heures du cyanure de mercure en poudre et humide dans un flacon rempli de chlore placé dans un endroit obscur.

Chlorure liquide $Cy^2\ Cl^2$. Il est huileux, de la même odeur que le précédent, insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool. On l'obtient en exposant à la lumière un flacon contenant du cyanure de mercure et du chlore.

Chlorure solide $Cy^3\ Cl^3$. Il cristallise en aiguilles, d'une odeur piquante, analogue à celle de la souris, fusibles à 140°, entrant en ébullition à 190°, et sans action sur le tournesol; il est peu soluble dans l'eau froide, et très-soluble dans l'alcool et dans l'éther; il décompose l'eau bouillante, et fournit de l'acide chlorhydrique et de l'acide cyanurique. Chaque volume contient un volume $1/2$ de cyanogène et un vo-

lume $^{1}/_{2}$ de chlore. Il est excessivement vénéneux. On l'obtient en décomposant l'acide cyanhydrique pur par du chlore sec.

Le phosphore peut être volatilisé dans le cyanogène sans agir sur lui, même à une température élevée.

Caractères distinctifs du cyanogène. 1° Indépendamment de ses propriétés physiques, il brûle avec une flamme purpurine, lorsqu'on l'approche d'un corps en combustion; 2° il est légèrement soluble dans l'eau; 3° le *solutum* ne trouble pas un mélange de sulfate de protoxyde et de sesquioxyde de fer, à moins qu'on n'ajoute un peu de potasse; il se précipite alors du bleu de prusse; 4° il fournit avec l'azotate d'argent un précipité blanc de cyanure d'argent, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique froid, soluble dans l'ammoniaque et dans l'acide azotique bouillant.

Il est formé de 46,15 de carbone et de 53,85 d'azote.

Extraction. On obtient le cyanogène en chauffant dans une cornue, à la chaleur de la lampe à esprit-de-vin, du cyanure de mercure *bien sec,* qui se trouve décomposé en mercure et en cyanogène gazeux; celui-ci est recueilli sous des cloches pleines de mercure. Toutefois on n'obtient pas tout le cyanogène du cyanure, car une petite portion de ce cyanure se sublime sans éprouver d'altération, et une autre se décompose en mercure et en une *poudre noire* qui reste dans la cornue (1). Si le cyanure de mercure dont on fait usage était humide, il se formerait de l'acide carbonique, de l'ammoniaque et de l'acide cyanhydrique.

DE L'ARSENIC. As. Équivalent. = 937,50.

On trouve l'arsenic, 1° à l'état natif; 2° à l'état d'acide arsénieux; 3° combiné avec le soufre et avec plusieurs métaux; 4° enfin à l'état d'arséniate.

---

(1) Cette poudre noire est floconneuse, insipide, inodore, insoluble dans l'eau; sa nature varie suivant qu'elle provient de la décomposition du cyanure de mercure, ou de celle d'un autre cyanure par le feu, ou de la décomposition spontanée de l'acide cyanhydrique, ou de l'action de l'eau sur le cyanogène : on ne saurait donc la désigner, comme on l'a fait, sous le nom unique de *paracyanogène.* Celle qui est fournie par l'action de la chaleur sur les cyanures d'argent, de cuivre et de zinc, est un *paracyanure;* celle que laissent les cyanures de nickel, de cobalt et de fer, est un mélange de charbon et de paracyanure; dans tous les cas, le paracyanogène est isomérique avec le cyanogène. (Delbruck, *Journ. de pharm.*, mai 1848.)

L'arsenic est solide, gris d'acier et brillant quand il est récemment préparé; sa texture est grenue et lamelleuse; sa densité est de 5,75.

Exposé à la chaleur du rouge naissant, il se sublime sans fondre préalablement, et cristallise en rhomboèdres réguliers sur les parois du vase. On ne peut le fondre que sous une pression plus forte que celle de l'atmosphère, par exemple, dans un tube métallique fermé aux deux extrémités et recouvert intérieurement d'une couche de verre. La densité de la vapeur de l'arsenic est de 10,39.

Si on le chauffe au contact de l'oxygène ou de l'air sec, il passe à l'état d'acide arsénieux en absorbant le gaz, avec dégagement de chaleur et d'une lumière d'un bleu livide. Les vapeurs d'arsenic, au moment où il passe à l'état d'acide arsénieux, exhalent une odeur d'ail si prononcée qu'elle en devient caractéristique. Ces vapeurs sont très-dangereuses à respirer.

Le *soufre* se combine avec l'arsenic en cinq proportions; deux seulement offrent de l'intérêt, ce sont le bi et le trisulfure.

Le *bisulfure* ou réalgar, $As\,S^2$, existe dans la nature, en Chine, au Japon, en Bohême, au mont Saint-Gothard, dans les produits volcaniques, etc. Il est solide, rouge orangé, cristallisé ou en masses, d'une cassure conchoïde, plus fusible que l'arsenic, volatil, et susceptible de passer à l'état d'acide sulfureux et d'acide arsénieux lorsqu'on le chauffe avec le contact de l'air. Il est formé de 100 d'arsenic et de 42,68 de soufre. On l'obtient en faisant fondre ces deux corps dans les proportions indiquées, ou bien en distillant un mélange d'acide arsénieux et de soufre. Il est quelquefois employé en peinture. Mêlé avec trois fois et demie son poids de soufre sublimé, et douze parties de nitre, il sert à faire les *feux blancs*. Les Chinois préparent avec lui des vases dans lesquels ils mettent du vinaigre, qui acquiert des propriétés purgatives. Deux grammes de ce sulfure *natif,* appliqués sur la cuisse d'un chien de 24 centimètres de haut, déterminèrent la mort au bout de six jours: les intestins offraient des ulcérations miliaires et des rides noirâtres. Cinq grammes du même sulfure, *préparé dans les laboratoires,* appliqué sur la cuisse d'un autre chien, lui firent éprouver, le troisième jour, des convulsions qui se terminèrent, le soir du même jour, par la mort. On trouva, vers le pylore, des ulcérations à fond noir; l'intérieur du rectum offrait plusieurs rides rouges et des tubercules livides. Ce *bisulfure* n'est pas employé en médecine.

Trisulfure ou *orpiment,* $As\,S^3$. Il existe sous deux états, il est naturel ou artificiel. — *Orpiment naturel.* On le trouve en Hongrie, en Transylvanie, en Géorgie, en Valachie, en Natolie, et dans diverses parties de

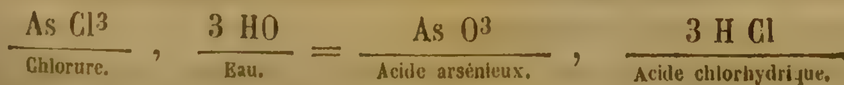
l'Orient. Il est solide, d'une belle couleur jaune-citron, insipide, inodore et lamelleux; son poids spécifique est de 3,45; il fond plus facilement que l'arsenic, et ne tarde pas à se volatiliser. L'air et le gaz oxygène le transforment en gaz acide sulfureux et en acide arsénieux, pourvu que la température soit élevée. Introduit dans l'estomac des chiens, à la dose de quatre à huit grammes, il détermine la mort au bout de trente-six ou quarante-huit heures, et l'on trouve les tissus du canal digestif plus ou moins enflammés.—*Orpiment artificiel* (sulfure jaune d'arsenic). Il existe sous deux états : 1° Celui que l'on obtient en décomposant une dissolution aqueuse d'acide arsénieux par le gaz acide sulfhydrique; il se forme de l'eau et du sulfure qui se précipite. Il ne contient point d'acide arsénieux, et il est vénéneux, mais beaucoup moins que le suivant; il est très-soluble dans l'ammoniaque et contient 100 p. d'arsenic et 64,03 de soufre. 2° Celui que l'on prépare en sublimant un mélange d'acide arsénieux et de soufre, à une chaleur insuffisante pour en opérer la fusion; son poids spécifique est de 3,648; c'est un mélange de 94 *parties d'acide arsénieux* et de 6 de sulfure d'arsenic. Il est très-vénéneux, puisqu'un gramme suffit pour occasionner la mort des chiens robustes, en quinze ou dix-huit heures (expériences de M. Smith). Il est employé dans les manufactures de toiles peintes, pour dissoudre l'indigo; les peintres s'en servent aussi quelquefois. Il entre dans la composition du baume vert, du collyre de Lanfranc, etc. On l'emploie rarement seul, on en a cependant fait usage dans les suppurations atoniques compliquées de fongosités, dans les exanthèmes chroniques; mais il est presque généralement abandonné.

Quintisulfure, $As\,S^5$. On l'obtient en précipitant, à l'aide d'une légère chaleur, une dissolution d'acide arsénique par l'acide sulfhydrique. Il est jaune et sans usages.

Le *sélénium* s'unit facilement à l'arsenic.

Le *bore* et le *carbone* ne paraissent pas avoir d'action sur lui. L'*hydrogène* s'unit à l'arsenic et donne de l'arséniure d'hydrogène (voy. ce mot).

Le *chlore* absorbe l'arsenic avec un grand dégagement de chaleur et de lumière; il se forme un chlorure sous forme de vapeurs blanches, qui se condensent bientôt en un liquide transparent, incolore, très-volatil, entrant en ébullition à 132°. L'eau le transforme en acide arsénieux et en acide chlorhydrique.



$$\underbrace{As\,Cl^3}_{\text{Chlorure.}},\ \underbrace{3\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{As\,O^3}_{\text{Acide arsénieux.}},\ \underbrace{3\,H\,Cl}_{\text{Acide chlorhydrique.}}$$

Il est formé de 41,35 d'arsenic et de 58,65 de chlore.

Il est très-vénéneux.

L'*iode* et le *brome* s'unissent également avec l'arsenic avec dégagement de chaleur et de lumière, et donnent naissance à un iodure d'arsenic d'un beau rouge, et à un bromure solide et incolore.

Le *phosphore,* chauffé avec l'arsenic en poudre à l'abri de l'air, fournit un phosphure brillant et cassant, décomposable par l'air ou l'oxygène à une température élevée.

L'*eau* pure et privée d'air n'exerce aucune action à froid sur l'arsenic; on peut même le conserver avec tout son brillant sous une couche d'eau distillée et bouillie. L'eau bouillante, au contraire, est décomposée par ce corps : il se forme de l'acide arsénieux et de l'arséniure d'hydrogène solide, sans dégagement d'hydrogène.

L'arsenic entre dans la composition de plusieurs alliages, auxquels il communique des propriétés cassantes.

Caractères distinctifs de l'arsenic. 1° Ses propriétés physiques; 2° mis sur les charbons ardents, il donne des vapeurs d'une odeur alliacée; 3° l'acide azotique bouillant le transforme en une poudre blanche, principalement formée d'acide arsénique, laquelle fournit, avec l'azotate d'argent dissous, de l'arséniate d'argent *rouge-brique.*

Usages. Allié au cuivre et au platine, l'arsenic sert à faire les miroirs de télescopes. Réduit en poudre et mêlé avec de l'eau aérée, il est employé pour *tuer les mouches;* dans ce cas, l'air contenu dans l'eau transforme le métal en acide arsénieux qui se dissout dans le liquide.

Extraction. On extrait en particulier l'arsenic des minerais de cobalt, qui sont des arséniures de ces métaux. Par le grillage de ces minerais, une portion d'arsenic est oxydée, l'autre est réduite en vapeur et se sublime à l'entrée de la cheminée sous laquelle on opère. On recueille cette portion, et on la sublime de nouveau dans des cornues de fonte. Dans les laboratoires, on peut l'obtenir par la calcination d'un mélange d'acide arsénieux, de charbon, et de carbonate de potasse. (Voy. *Poudre aux mouches,* à la fin de l'article *Acide arsénieux.*)

DE L'AIR ATMOSPHÉRIQUE.

Avant de décrire les composés formés par l'oxygène et par chacun des corps simples non métalliques, il me paraît utile de placer l'histoire de l'air et de l'eau, qui sans cesse interviendront dans la plupart des phénomènes dont j'aurai à m'occuper.

L'air atmosphérique ne se trouve dans la nature qu'à l'état gazeux. Comme son nom l'indique, il constitue l'atmosphère, dont la hauteur

paraît être d'environ 6 myriamètres; il existe aussi dans des lieux souterrains et dans les fissures de plusieurs minéraux. L'analyse la plus sévère n'a démontré jusqu'à présent, dans l'air pur, que du gaz azote et du gaz oxygène à l'état de *mélange*, plus des quantités minimes de gaz acide carbonique, de carbure d'hydrogène et d'eau. Indépendamment de ces corps, on trouve aussi dans l'air du fluide électrique (1), du calorique et de la lumière.

Quoique l'air *pur* soit uniquement formé de ces éléments, il arrive souvent que l'*atmosphère* contient des matières étrangères, par exemple, toutes celles qui se volatilisent journellement à la surface de la terre. On a signalé aussi dans l'air des traces d'ammoniaque. Frésénius estime que 1,000,000 de grammes d'air renferment, pendant le jour, $0^{gr},098$ d'ammoniaque, et 0,169 pendant la nuit.

Le gaz oxygène et le gaz azote, qui constituent l'air presque en totalité, sont à l'état de mélange, ai-je dit; les preuves de cette as-

---

(1) Dans un beau travail sur les causes de l'électricité répandue dans l'atmosphère, M. Pouillet établit : 1° qu'il y a production d'électricité pendant la vaporisation des dissolvants par la chaleur : ainsi l'eau tenant en dissolution de la potasse ou de la soude fournit une vapeur électrisée négativement, tandis que le résidu alcalin offre l'électricité positive. La dissolution de sel marin donne, lorsqu'on la fait évaporer, une vapeur électrisée positivement, tandis que le résidu est électro-négatif : l'évaporation de l'eau de mer est donc une des principales sources du fluide électrique; toutes les dissolutions répandues sur la surface du globe concourent aussi, en s'évaporant, à la production de l'électricité; 2° que les gaz dégagent de l'électricité lorsqu'ils se combinent, soit entre eux, soit avec les corps solides ou liquides; 3° que, dans ces combinaisons, l'oxygène dégage toujours l'électricité positive, et l'autre corps, quel qu'il soit, l'électricité négative; 4° que l'action des végétaux sur l'oxygène de l'air est une des causes les plus puissantes de l'électricité atmosphérique; et si l'on considère d'une part qu'un gramme de charbon pur, en passant à l'état d'acide carbonique, dégage assez d'électricité pour charger une bouteille de Leyde, et d'une autre part, que le charbon qui fait partie des végétaux ne donne pas moins d'électricité que le charbon qui brûle librement, on peut conclure, comme des expériences directes tendent d'ailleurs à l'établir, que sur une surface de végétation de 100 mètres carrés, il se produit en un jour plus d'électricité positive qu'il n'en faudrait pour charger la plus forte batterie électrique. (*Ann. de phys. et de chim.*, t. XXV.) Depuis, Peltier s'est assuré que l'eau répandue à la surface de la terre emporte l'électricité vitrée, en se vaporisant, et laisse aux terrains qu'elle mouillait l'électricité résineuse; c'est vers deux heures de l'après-midi que l'état électrique du sol a le plus d'intensité. L'air qui touche la terre et les maisons se charge peu à peu de la même électricité; sa mobilité en étend la couche de telle manière, que dans les temps chauds et secs, les monuments les plus élevés sont plongés dans une atmosphère résineuse fort intense. (Séance de l'Institut du 7 septembre 1835.)

sertion surabondent : 1° on peut faire artificiellement de l'air, en mélangeant les gaz oxygène et azote dans la proportion de 20,8 du premier et de 79,2 du second, sans qu'il y ait dégagement de chaleur ou d'électricité, ni variation de volume dans les gaz, phénomènes que l'on observerait si les deux gaz étaient combinés ; 2° les gaz se combinent toujours dans des rapports très-simples, et jamais en quantités fractionnaires ; 3° lorsque l'air est dissous par l'eau, l'oxygène, plus soluble que l'azote, est dissous en plus grande proportion, ce qui n'aurait pas lieu si l'air n'était pas un mélange des deux gaz ; 4° le pouvoir réfringent de l'air est égal à la somme des pouvoirs réfringents de l'azote et de l'oxygène qui constituent l'air : or Dulong a prouvé que le pouvoir réfringent des gaz *composés* est toujours plus grand ou plus petit que celui qui appartient à leurs éléments.

L'air atmosphérique est fluide, invisible lorsqu'il est en petites masses, insipide, inodore, pesant, compressible et parfaitement élastique. — *Fluidité de l'air.* Cette propriété n'a pas besoin d'être démontrée : les vents, en agitant les arbres, ne nous en donnent-ils pas une preuve suffisante ? — *Invisibilité de l'air.* Les molécules de ce fluide sont tellement ténues, qu'elles ne peuvent pas réfléchir une assez grande quantité de rayons lumineux pour devenir sensibles à côté d'objets qui, au contraire, en réfléchissent beaucoup ; lorsque plusieurs couches d'air sont accumulées, cette réflexion est plus marquée, et l'air devient visible, comme par exemple dans la portion bleue que l'on appelle *ciel.* — *Défaut de saveur et d'odeur.* On ne peut pas affirmer que l'air pur soit insipide et inodore ; peut-être a-t-il de la saveur et de l'odeur dont les impressions sur nos organes deviennent nulles par l'effet de l'habitude. — *Poids de l'air.* Aristote observa, un des premiers, qu'une vessie pleine d'air pèse davantage que lorsqu'elle est vide. Galilée fit voir longtemps après, en injectant de l'air dans un vase, que le poids de celui-ci était plus considérable lorsque l'on avait injecté beaucoup d'air que dans le cas contraire. Enfin Torricelli, disciple de Galilée, et l'illustre Pascal, firent des expériences ingénieuses qui mirent le poids de l'air hors de doute. Après ce court exposé sur l'historique de la découverte du poids de l'air, je vais prouver : 1° que l'air est pesant, 2° qu'il pèse en tous sens. — *Expériences. A.* Que l'on fasse le vide dans un grand ballon de verre, et que l'on note son poids ; qu'on pèse de nouveau le ballon, après l'avoir remplir d'air : il pèsera davantage. *B.* Lorsqu'on a fait le vide dans une cloche posée sur le plateau de la machine pneumatique, on voit qu'il est impossible de l'enlever, parce que l'air extérieur pèse avec force sur les parois externes

de la cloche; si on laisse rentrer l'air, la cloche se remplit, et on peut l'enlever avec la plus grande facilité, le fluide aériforme de l'intérieur établissant alors, par son ressort, l'équilibre avec la colonne extérieure. *C*. Si l'on prend un tube de verre, scellé hermétiquement à l'une de ses extrémités, long d'environ 80 centimètres, et de 1 à 2 centimètres de largeur, et qu'on le remplisse de mercure par l'extrémité ouverte, on remarquera, en bouchant celle-ci avec le doigt, et renversant l'instrument dans une cuve pleine du même métal, qu'une portion de mercure s'écoule aussitôt qu'on enlève le doigt, que la majeure partie reste, oscille pendant quelque temps, enfin qu'il s'arrête à peu près à la hauteur de 76 centimètres. Dans cet instrument, le poids de la colonne de mercure fait équilibre au poids de la colonne d'air: celui-ci, par une cause quelconque, devient-il plus pesant, le mercure monte dans le tube d'un ou plusieurs millimètres; le poids de l'air, au contraire, diminue-t-il, la colonne de mercure descend. Si, au lieu d'employer ce métal, on se servait d'un liquide environ quatorze fois plus léger, tel que l'eau, celle-ci monterait quatorze fois autant, ce que l'on concevra facilement en faisant attention que le poids de la colonne d'air qui détermine l'ascension reste le même: c'est d'après ces principes que l'on a construit le baromètre, instrument fort utile, et dont l'objet principal est de déterminer les variations qu'éprouve le poids de l'air. *D*. On peut encore fournir comme preuve de ce poids le fait suivant: le mercure que contient le tube barométrique dont je parle s'élève moins sur la cime qu'au pied des montagnes, parce que, dans ce dernier cas, la couche d'air qui comprime le métal est beaucoup plus considérable. Perrier fit le premier cette expérience sur le Puy-de-Dôme, d'après l'invitation de son ami le célèbre Pascal. On a trouvé, par des expériences exactes, qu'un litre d'air sec à la température de zéro, et à la pression correspondante à une colonne de 76 centimètres de mercure environ, pesait 1 gr. 2991. Voici maintenant une expérience qui démontre que la pression de l'air a lieu dans tous les sens: si l'on prend un tube de verre semblable à celui dont je viens de parler, qui présente en outre une ouverture latérale vers la moitié de sa longueur, si on bouche parfaitement cette ouverture avec un morceau de vessie mouillée, attachée tout autour du tube, on verra, après avoir rempli celui-ci de mercure et l'avoir disposé comme dans l'expérience précédente, qu'en perçant la vessie avec une épingle, l'air s'introduira avec force dans le tube, exercera une pression *latérale*, partagera la colonne de mercure en deux portions: l'une, pressée de *bas en haut*, ira frapper la partie supérieure du tube; et l'autre, refoulée de *haut en*

bas, se précipitera dans la cuve. — *Compressibilité de l'air.* L'air peut être comprimé; alors il se resserre et diminue d'autant plus de volume que le poids dont il est chargé est plus grand, en sorte que le volume de l'air est en raison inverse de la pression à laquelle il est soumis.

Tubes de sûreté. La théorie des tubes de sûreté, à boule ou droits, se rattache d'une manière trop évidente à l'histoire des propriétés physiques de l'air, pour ne pas être exposée ici.

Tube de sûreté à boule (fig. 1re, pl. 7). Il est formé d'un tube simple recourbé *aTx*, auquel on a soudé en *S* un autre tube recourbé *SPR*, terminé en *R* par un entonnoir, et offrant en *P* une boule que l'on remplit à moitié d'eau ou de mercure. Je vais faire sentir la nécessité des tubes de sûreté dans les opérations chimiques. Que l'on fasse du feu sous la cornue *C*, dans laquelle on a mis des substances propres à fournir un produit quelconque, et supposons qu'au lieu du tube à boule on se serve d'un tube simple, on obtiendra des gaz, des liquides, etc.; l'air de l'appareil, raréfié par la chaleur, se dégagera en totalité, ou du moins en grande partie. Au moment où l'opération sera terminée, ou dans tout autre moment, si la température de l'appareil diminue sensiblement, une partie de l'eau qui se trouve dans la cloche *O* rentrera rapidement dans le ballon *B*, et de celui-ci passera dans la cornue; non-seulement les produits de l'opération pourront être altérés ou perdus, mais encore l'appareil pourra être brisé par son contact subit avec un liquide froid : ce phénomène dépend du refroidissement de l'appareil, qui peut être considéré comme étant vide; alors, en vertu de la pression atmosphérique sur le liquide de la cloche, ce liquide s'introduit dans le ballon, etc. Or le tube à boule empêche cet effet; voyons comment il agit : à mesure que le gaz de l'intérieur de l'appareil se condense par le refroidissement, et que le liquide de la cloche tend à monter dans la branche *xT* du tube, à raison de la pression de l'air extérieur, l'air atmosphérique presse avec la même force sur le liquide contenu dans la branche *Rr* du tube, et le fait descendre autant qu'il le fait monter dans la branche *xT*; un moment arrive où l'eau de la branche *Rr* est poussée par l'air jusqu'en *q*; alors l'air, beaucoup moins pesant que l'eau, traverse le liquide contenu dans la boule du tube de sûreté, et se rend dans le ballon, en sorte que le gaz de celui-ci n'est plus aussi raréfié qu'il l'était. Cet effet se succède sans cesse, et bientôt l'intérieur de l'appareil se trouve contenir de l'air qui pèse autant que celui du dehors.

Tubes de sûreté droits (pl. 3, fig. 1re). On peut remplacer les tubes à boule par des tubes droits *xx*, qui plongent de 3 à 4 millimètres dans

l'eau. A mesure que le refroidissement de l'appareil a lieu, l'air extérieur, pressant sur la colonne du liquide contenu dans le tube, exerce un effort d'autant plus grand que la résistance est plus faible, entre par ces tubes, et s'oppose à l'absorption de l'eau de l'éprouvette *C*, qui sans cela arriverait jusqu'au flacon *F*.

Exposé à l'action du *calorique*, l'air atmosphérique se dilate sans subir aucune décomposition. La *lumière* le traverse et se réfracte; son pouvoir réfringent est pris comme unité, à laquelle on compare celui de tous les autres gaz. L'air sec n'est point conducteur du *fluide électrique :* il lui livre passage au contraire lorsqu'il est humide. Soumis pendant longtemps à l'action de l'étincelle électrique, il se transforme en acide *azotique* (nitrique), qui n'est qu'une combinaison d'oxygène et d'azote; cette expérience ne réussit qu'autant que l'on ajoute de l'eau ou un autre corps avec lequel l'acide peut se combiner.

Le gaz *oxygène* ne fait que se mêler à l'air atmosphérique. Tous les corps étudiés précédemment, qui sont avides d'oxygène, l'enlèvent à l'air, tantôt à chaud, tantôt à froid, et l'azote reste libre. Le *soufre* n'agit sur l'air atmosphérique qu'à la température nécessaire pour le fondre; alors il s'empare de son oxygène, brûle avec une flamme bleuâtre, et se transforme en gaz acide sulfureux, doué d'une odeur excessivement piquante; le gaz azote est mis à nu. Le *sélénium* agit sur l'air, comme il a été dit à la page 44.

Lorsqu'on met du *bore* en contact avec l'air atmosphérique à une chaleur rouge, celui-ci cède son oxygène; l'azote est mis à nu, et il se forme de l'acide borique *solide :* aussi y a-t-il dans cette expérience dégagement de calorique et de lumière; à froid, il n'y a point d'action entre ces deux corps. Le *silicium* agit sur l'air, comme il a été dit à la page 46. Le *carbone pur* ou le diamant ne subit aucune altération de la part de l'air à la température ordinaire; mais si on expose du diamant à une température élevée au milieu d'une certaine quantité d'air, il en absorbe l'oxygène et se transforme en gaz acide carbonique; l'azote de l'air est mis à nu. Le *charbon* absorbe l'air atmosphérique à la température ordinaire, et il y a dégagement de calorique et formation d'acide carbonique. (Voy. *Pouvoir absorbant du charbon,* page 49.) L'inflammation spontanée des charbonnières, qui a lieu quelquefois, reconnait pour cause principale l'absorption de l'air atmosphérique, qui se trouve alors en contact avec le charbon et avec l'hydrogène qu'il conteint toujours. Lorsqu'on élève la température du charbon exposé à l'atmosphère, il en absorbe l'oxygène, se consume, et ne laisse que des cendres; il y a, pendant cette opération, dégagement de calorique et de

lumière, et formation de gaz acide carbonique, d'une petite quantité de gaz oxyde de carbone et d'une plus petite proportion de carbure d'hydrogène ; l'azote de l'air est mis à nu. Si la température était très-élevée, et qu'il y eût un excès de charbon, il se produirait une très-grande quantité de gaz oxyde de carbone. La combustibilité du charbon est singulièrement augmentée par son mélange avec le platine ou le cuivre, comme on peut s'en convaincre en réduisant en charbon, dans des vaisseaux clos, du liége râpé, préalablement mêlé avec du chlorhydrate ammoniacal de platine ou avec du vert-de-gris. (Weler.)

L'*hydrogène* n'agit pas sur l'air à froid ; mais si on élève la température, il s'empare de l'oxygène, avec lequel il forme de l'eau, et l'azote est mis à nu. Ce fait peut être prouvé à l'aide des expériences rapportées à l'article *Hydrogène* (voy. p. 55), avec cette différence, qu'on substituera au gaz oxygène de l'air atmosphérique ; et comme celui-ci ne contient que 20,8 pour 100 de gaz oxygène, il faudra, pour obtenir des effets analogues, employer 3 ou 4 parties d'air contre 1 partie de gaz hydrogène ; par ce moyen, le gaz oxygène se trouvera toujours dans le rapport de 1 à 2, rapport nécessaire pour qu'il se forme de l'eau. On peut encore ajouter l'expérience suivante : que l'on place dans une petite fiole munie d'un bouchon percé, qui donne passage à un long tube tiré à la lampe par son extrémité supérieure, le mélange propre à fournir du gaz hydrogène (voy. pag. 58) ; au bout de deux ou trois minutes, lorsque tout l'air contenu dans la fiole sera dégagé, que l'on approche une bougie allumée du gaz qui sort par l'extrémité effilée du tube, ce gaz s'enflammera et produira un jet lumineux qui durera autant que le dégagement du gaz hydrogène aura lieu. Cet appareil est connu sous le nom de *lampe philosophique*. Si l'on place un cylindre en verre bien sec au-dessus de l'ouverture par laquelle sort le gaz hydrogène que l'on fait brûler, on entend un son fort distinct, désigné sous le nom d'*harmonica chimique*. Ce son, qui devient plus grave ou plus aigu suivant la hauteur à laquelle est tenu le cylindre, reconnaîtrait pour cause, d'après Faraday, une série de petites détonations, qui se succèdent avec assez de rapidité pour produire un son continu ; on l'a également attribué à une sorte de contraction et de dilatation de la colonne d'air qui circule dans le grand tube, déterminée par la condensation de la vapeur d'eau qui se forme par l'union de l'hydrogène et de l'oxygène de l'air.

Le *chlore*, le *brome* et l'*iode*, sont inaltérables à l'air.

Le *phosphore*, qui n'exerce aucune action sur le gaz oxygène à une température au-dessous de 27°, et sous la pression ordinaire de l'atmosphère, est au contraire attaqué par l'air atmosphérique sec ou hu-

mide, même au-dessous de zéro ; il en absorbe l'oxygène pour former de l'acide hypophosphorique : pendant ce phénomène, il se dégage une certaine quantité de lumière qui ne s'aperçoit bien que dans l'obscurité ; la chaleur qui se développe dans ce cas est assez élevée pour déterminer, au bout de quelques instants, l'inflammation du phosphore (voy. *Acide hypophosphorique*). Le plus léger frottement suffit pour enflammer le phosphore, aussi faut-il toujours le manier sous l'eau.

L'action de l'*air* sur le *phosphore* à une température élevée est la même que celle du gaz oxygène, excepté qu'elle est moins vive, et qu'il y a du gaz azote mis à nu (voy. page 78).

L'air transforme l'arsenic en acide arsénieux, si on élève la température (voy. p. 92) ; à froid il le ternit et le noircit s'il est humide (voy. *Oxyde d'arsenic*).

Caractères distinctifs de l'air atmosphérique. C'est le seul gaz qui fasse brûler les corps en combustion et qui ne rallume pas ceux qui, après avoir été éteints, ne présentent qu'un point en ignition.

Extraction. On peut remplir un flacon d'air, en le remplissant d'abord d'eau ou de sable, ou mieux encore de mercure, en le vidant dans l'atmosphère, et en le bouchant.

Composition et analyse de l'air. On sait aujourd'hui que l'air contient de l'acide carbonique, de l'eau, une petite quantité d'une matière hydrogénée qui paraît être un carbure d'hydrogène, en outre de l'oxygène et de l'azote. Je vais examiner successivement les moyens employés pour en faire l'analyse. 1° Pour constater la présence de l'acide carbonique, il suffit de faire passer l'air que l'on veut analyser à travers une certaine quantité d'eau de chaux ou de baryte très-limpide, soit au moyen d'un soufflet, soit en plaçant l'un de ces liquides dans un tube à boule de Liebig, à l'extrémité duquel on adapte un flacon d'aspiration ; il se formera des carbonates de chaux ou de baryte qui, étant insolubles, troubleront la liqueur. Si on pèse le carbonate de baryte obtenu avec une quantité *déterminée* d'air, après l'avoir lavé et desséché on aura facilement le poids de l'acide carbonique, puisqu'on sait que 100 parties de ce carbonate sont formées de 22,34 d'acide carbonique et de 77,66 de baryte. Suivant Théodore de Saussure, la quantité d'acide carbonique en volume renfermée dans 10,000 parties d'air est, terme moyen, au milieu du jour, de 4,9.

Les causes qui font varier les proportions de cet acide dans l'air sont assez nombreuses d'après ce savant. 1° La pluie, en traversant l'atmosphère, entraîne l'acide carbonique dans le sol ; mais lorsque la terre se dessèche, le gaz se dégage et rentre dans l'atmosphère. 2° Les

gelées qui dessèchent la terre augmentent la proportion d'acide carbonique dans l'air; par contre, le dégel diminue cette proportion. 3° Il y a moins d'acide carbonique au-dessus des grands lacs qu'à la surface de la terre; la différence est de 0,5 sur 10,000 parties d'air. 4° La quantité d'acide carbonique augmente dans les lieux habités. 5° Sur les montagnes très-élevées, l'acide carbonique est plus abondant que dans les plaines, et sa proportion ne paraît pas varier pendant le jour et la nuit; dans les plaines au contraire, elle éprouve des variations notables. 6° La proportion d'acide carbonique est plus forte la nuit que le jour de 0,34 sur 10,000 parties d'air, ce qui s'explique par la décomposition qu'éprouve l'acide carbonique par suite de l'influence de la lumière sur les parties vertes des plantes. 7° D'après MM. Boussingault et Lewy, l'air d'une ville contient un peu plus d'acide carbonique que l'air de la campagne; sur 10,000 volumes, l'air pris à Paris contenait 3,190 d'acide carbonique, et celui pris à Andilly, près Montmorency, seulement 2,989.

2° Pour démontrer la présence de l'eau dans l'atmosphère, il suffit d'y placer un vase dont la température soit plus basse que celle de l'air de quelques degrés; aussitôt on voit l'eau se déposer à sa surface sous forme de gouttelettes ou de neige, selon l'intensité du refroidissement. On exécute cette opération en plaçant dans un flacon bien fermé un mélange de glace et de sel marin, ce qui donne un froid de plusieurs degrés au-dessous de zéro, qui suffit pour faire immédiatement congeler la vapeur d'eau suspendue dans l'air à la surface du flacon. On peut encore exposer pendant quelque temps à l'air certaines substances très-avides d'eau, pour les voir augmenter de volume et de poids par la grande quantité d'eau qu'elles ont absorbée.

On détermine la proportion de *vapeur aqueuse* contenue dans l'air en faisant passer une quantité connue de celui-ci à travers un tube rempli de filaments d'amiante imprégnés d'acide sulfurique concentré; le tube est pesé exactement avant et après l'expérience; la quantité dont son poids augmente indique le poids de l'eau renfermée dans le volume d'air sur lequel on opère; l'acide sulfurique retient seulement l'humidité de l'air, et n'absorbe ni l'oxygène, ni l'azote, ni l'acide carbonique. La proportion d'eau contenue dans l'air est très-variable et dépend de la température de l'air et des masses d'eau qui s'évaporent dans certaines localités; dans les circonstances ordinaires, l'air contient de 6 à 9 millièmes de vapeur d'eau.

Pour démontrer qu'il existe dans l'air une très-faible proportion d'un *principe carboné* autre que l'acide carbonique, on introduit, comme le faisait de Saussure, dans un eudiomètre, de l'air *dépouillé* d'acide car-

bonique, ne troublant plus l'eau de chaux, et on le mélange avec de l'hydrogène; à l'aide de l'étincelle électrique, on obtient de l'acide carbonique; or, cet acide n'a pu se former qu'aux dépens de l'oxygène et d'une certaine quantité de carbone. Pour s'assurer que ce carbone est combiné dans l'air avec de l'hydrogène, M. Boussingault fait passer de l'air atmosphérique *complétement privé* d'eau et d'acide carbonique, à travers du bioxyde cuivre chauffé au rouge, et il obtient de l'eau et de l'acide carbonique. Il parvient à priver l'air d'eau et d'acide carbonique, en faisant d'abord passer l'air à travers une dissolution de potasse pure, disposée dans l'appareil à boules de Liebig, qui s'empare de l'acide carbonique, puis à travers un flacon contenant des fragments de chlorure de calcium, et enfin à travers un autre tube semblable au précédent, garni d'asbeste imbibé d'acide sulfurique. (Boussingault, *Ann. de chim.*, octobre 1834.)

Ces expériences suffisent-elles pour mettre hors de doute la présence d'un carbure d'hydrogène dans l'air, et ne peut-on pas soutenir que l'eau et l'acide carbonique sont produits par la combustion de corpuscules solides, végétaux ou animaux, dont on constate facilement la présence dans l'air et qui ne sont retenus qu'incomplétement dans les tubes absorbants, lorsqu'on cherche à priver l'air de l'acide carbonique et de l'eau qu'il renferme?

3° Plusieurs procédés ont été employés pour doser les quantités d'*oxygène* et d'*azote* qui se trouvent dans l'air. Brun et Jean Rey avaient constaté, un demi-siècle avant Lavoisier, que l'étain chauffé avec le contact de l'air augmentait de poids. Bayen, l'un des contemporains de Lavoisier, avait fait la même observation pour le mercure. Aucun de ces chimistes cependant ne s'était demandé si cette augmentation de poids était due à l'absorption de l'air *dans son entier* ou à l'absorption d'un de ses éléments; d'où il résulte que l'on ne se doutait pas, à cette époque, qu'il y eût dans l'air de l'oxygène et de l'azote. C'est à Lavoisier que revient la gloire de cette mémorable découverte; il fit bouillir du mercure avec un volume déterminé d'air pendant cinq jours et il constata: 1° que 100 volumes d'air étaient réduits à 73; 2° que la poudre rouge qui s'était formée dans le matras (bioxyde de mercure) était plus pesante que le mercure employé; 3° qu'en chauffant ce bioxyde jusqu'au rouge naissant, on obtenait un certain volume de gaz *oxygène* et du mercure; 4° que les 73 volumes du gaz qui n'avait pas été absorbé par le mercure étaient du gaz *azote*; 5° enfin, qu'en mélangeant les volumes de gaz azote obtenus avec ceux du gaz oxygène fourni par le bioxyde de mercure, il reconstituait les 100 volumes d'air atmosphérique.

Au moment même où Lavoisier découvrait la composition de l'air, Scheele constatait aussi de son côté que les sulfures alcalins absorbent l'oxygène de l'air et laissent l'azote libre.

L'un des procédés employés pour déterminer les proportions d'oxygène et d'azote contenus dans l'air atmosphérique consiste à faire agir à froid un cylindre de phosphore sur une certaine quantité d'air dans un tube gradué, ou bien à chauffer un fragment de phosphore dans une petite cloche courbe *C*, placée sur la cuve à eau ou à mercure (voy. pl. 1re, fig. 3), avec un volume d'air exactement mesuré. Dans l'un et l'autre cas, le phosphore absorbe l'oxygène, et il ne reste que l'azote, dont le volume, comparé au volume primitif, fait connaître la quantité d'oxygène qui a disparu. On mesure ce volume à l'aide du tube gradué *XX*. (Voy. pl. 1re, fig. 4.) L'analyse de l'air par le phosphore, sans être d'une exactitude rigoureuse, est d'une exécution facile et suffit pour les expériences approximatives.

Un autre procédé, qui fut employé dans les belles recherches de MM. de Humboldt et Gay-Lussac, consiste à placer dans un eudiomètre à eau ou à mercure un certain volume d'air avec un excès de gaz hydrogène, relativement à la proportion d'oxygène soupçonnée dans l'air, et à effectuer la combustion de l'hydrogène au moyen de l'étincelle électrique. Après la détonation, en mesurant le résidu et en le retranchant du volume primitif du mélange, on connaît la quantité absorbée, qui, à son tour divisée par 3, donne la proportion d'oxygène au quotient, puisqu'il faut deux volumes d'hydrogène pour absorber un volume d'oxygène. Cette quantité d'oxygène, retranchée elle-même du volume d'air, fournit la quantité d'azote. Pour que les résultats soient exacts, il faut que le gaz hydrogène soit parfaitement pur, car s'il contenait du carbone ou du soufre, une portion de l'oxygène de l'air serait employée à brûler ces corps ; il faut en outre que l'hydrogène soit préparé au moment même où l'expérience doit être faite; en effet, si l'hydrogène était conservé pendant quelque temps dans une éprouvette placée sur le mercure, il s'introduirait dans l'éprouvette une certaine quantité d'air qui rendrait l'analyse inexacte. Il importe aussi d'employer la proportion d'hydrogène désignée plus haut, et de ne pas trop faire prédominer celle de l'oxygène, autrement il pourrait rester une certaine quantité d'hydrogène qui échapperait à la combustion. MM. Gay-Lussac et de Humboldt ont fait voir qu'en faisant passer l'étincelle électrique à travers un mélange de 100 volumes d'hydrogène et de 200 d'oxygène, il y avait 2,6 d'hydrogène non brûlé; en employant 100 d'hydrogène et 1600 d'oxygène, il n'y avait pas la moindre trace d'hydrogène brûlé. On a objecté contre le pro-

cédé d'analyse par le gaz hydrogène, qu'il pourrait se former, au moment où l'étincelle électrique touche le mélange gazeux placé sur l'eau, une petite quantité d'acide hypoazotique aux dépens de l'oxygène et de l'azote de l'air, ce qui serait une cause d'inexactitude. Peu importe, à l'aide des diverses précautions indiquées, le procédé d'analyse par l'hydrogène est un des plus satisfaisants.

Gay-Lussac a proposé aussi d'analyser l'air atmosphérique au moyen d'une lame de cuivre recouverte d'acide sulfurique étendu d'eau; le métal, sous l'influence de l'acide, s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'air et laisse l'azote. L'expérience se fait dans un tube gradué.

Postérieurement à ces recherches, MM. Dumas et Boussingault, par des expériences nombreuses et faites à l'aide de moyens qui leur ont permis de peser les quantités d'oxygène et d'azote contenues dans l'air, en ont fixé les proportions sans être obligés d'apprécier le volume des gaz, ce qui expose à des chances d'erreur. Voici, d'après eux, la description de cette nouvelle méthode. (Voy. *Annales de physique et de chimie,* novembre 1841, p. 261.)

«Nous étant procuré un ballon vide d'air *B*, nous le mettons en rapport avec un tube de verre *CC'*, long de 3 à 4 décimètres environ, plein de cuivre métallique réduit par l'hydrogène, et armé de robinets *r r'* à chaque extrémité, qui permettent d'y faire également le vide. On a d'ailleurs déterminé exactement le poids de ce tube. Le cuivre étant chauffé au rouge, on ouvre celui des robinets par où doit arriver l'air, qui se précipite alors dans le tube, où il cède à l'instant tout son oxygène au métal. Au bout de quelques minutes, on ouvre le second robinet, ainsi que celui du ballon *B*, et le gaz azote se rend dans le ballon vide *B*. Les robinets demeurés ouverts, l'air afflue, et à mesure qu'il passe dans le tube, il y abandonne son oxygène; c'est donc de l'azote pur que le ballon reçoit. Quand il en est plein ou à peu près, on ferme tous les robinets, on pèse ensuite séparément le ballon et le tube pleins d'azote, puis on les pèse de nouveau après y avoir fait le vide; la différence de ces pesées donne le poids du gaz azote. Quant au poids de l'oxygène, il est fourni par l'excès du poids que le tube qui contient le cuivre a acquis pendant la durée de l'expérience.»

On conçoit aisément quels soins il faut apporter à la détermination de la température du lieu où l'on opère et à la pression atmosphérique, ainsi qu'à la privation totale d'acide carbonique et d'humidité opérée au moyen des tubes $T\,T\,T'\,T''\,T'''\,T''''$ (voy. la légende de la figure de la pl. 4).

En opérant de cette manière, ces messieurs ont trouvé que l'air avait

une composition à peu près identique à Paris, à Bruxelles, à Copenhague, à Berne, dans l'Oberland, etc., c'est-à-dire qu'il contenait 20,8 d'oxygène en volume et 79,2 d'azote, et en poids 23 d'oxygène et 77 d'azote; tandis que l'air de la mer du Nord, recueilli en août, a donné à M. Lewy en moyenne 22,6 d'oxygène et 77,4 d'azote en poids, et celui qui avait été pris en mai, 23,116 d'oxygène et 76,884 d'azote.

On concevra facilement, d'après cela, qu'il est nécessaire que l'air analysé soit parfaitement privé de tous les corps étrangers qu'il contient; au moyen des tubes par lesquels l'air passe avant d'arriver dans le ballon, il se dépouille de l'acide carbonique et de l'eau qu'il renferme : en pesant comparativement ces tubes avant et après l'expérience, on peut donc connaître la quantité de ces deux corps contenue dans l'air.

C'est ainsi que l'on trouve que la proportion d'acide carbonique varie de 4 à 6/10,000. Mais comme la quantité de ces substances mêlées à l'air diffère selon qu'il est confiné ou libre, qu'il se trouve respiré par des animaux, ou au milieu de plantes et d'émanations de mille sortes, et qu'il peut alors contenir beaucoup d'autres principes, je crois que son influence sur l'économie animale et sur la végétation, dans ces divers états, sera beaucoup mieux placée à l'article *Respiration*.

Mais dès à présent il importe de noter que rien, dans le procédé de MM. Dumas et Boussingault, n'est disposé pour absorber la petite proportion du carbure d'hydrogène de l'air. Or il est aisé de voir que cette omission entraîne une légère cause d'erreur : en effet, l'air arrive dans le tube *CC'* plein de cuivre métallique qu'il transforme en bioxyde de cuivre; mais celui-ci est en partie réduit par le carbure d'hydrogène de l'air, qui se trouve transformé en eau et en acide carbonique, aux dépens de l'oxygène de ce bioxyde, en sorte que l'augmentation de poids subie par le tube *CC'* ne représente pas exactement celle qu'aurait dû lui faire subir l'oxygène de l'air qui s'est fixé sur le cuivre; elle est évidemment inférieure à celle que l'on aurait obtenue sans ce léger élément de perturbation. Pour éviter cet inconvénient, et parvenir à doser rigoureusement l'oxygène, il faudrait, au lieu de faire communiquer le tube *CC'* avec le ballon *B*, placer immédiatement après ce tube une nouvelle série de tubes *TTT T' T''*, qui auraient pour but de priver l'azote qui va se rendre dans le ballon *B* de l'acide carbonique et de l'eau qui se sont formés dans le tube *CC'*. En pesant ce tube après l'expérience, ainsi que les tubes qui précèdent immédiatement le ballon *B*, et en additionnant les quantités d'oxygène fournies par le cuivre du tube *CC'*, par l'acide carbonique et par l'eau des derniers tubes d'absorption, on aurait le poids exact de l'oxygène contenu dans l'air.

De l'air confiné. — Pour se faire une idée exacte des effets nuisibles que doit entraîner la respiration d'un air *confiné,* il faut se rappeler que l'air à l'état normal ne contient, en moyenne, qu'une demi-partie d'acide carbonique sur mille; tandis que l'air sortant des poumons en renferme quatre parties sur *cent,* ce qui conduit nécessairement à admettre que lorsque plusieurs personnes respirent dans une atmosphère que l'on ne renouvelle pas, la masse d'air au milieu de laquelle on est, finit par contenir une proportion notable d'acide carbonique. Or l'expérience prouve, d'une part, qu'un chien de forte taille meurt promptement dans une atmosphère composée de 30 ou 40 parties d'acide carbonique, et de 70 à 60 parties d'air pur; et d'autre part, que lorsque la proportion d'acide carbonique atteint *un pour cent,* par suite de la respiration, le séjour des hommes dans une pareille atmosphère ne saurait se prolonger sans exciter bientôt une sensation de malaise prononcée. Ajoutons que l'air confiné n'est pas seulement vicié par une trop forte proportion de gaz acide carbonique, mais encore par la diminution du gaz oxygène : on sait en effet qu'à mesure que l'air se charge d'acide carbonique, la quantité d'oxygène diminue, parce qu'à chaque inspiration ce gaz est introduit dans les poumons et mêlé au sang veineux. Comment remédier aux conséquences funestes de la respiration d'un air confiné? En fournissant par heure, à chaque individu, de 6 à 10 mètres cubes d'air, et en adoptant un système de ventilation qui aurait pour base une ration d'air de 10 à 20 mètres cubes par heure et par homme; et encore, avec cette dernière ration, voit-on que les proportions d'acide carbonique contenu dans une atmosphère où respirent un grand nombre de personnes, comme à la Chambre des députés, sont de 2 à 4 millièmes, tandis qu'à l'état normal l'air n'en contient guère qu'un demi-millième. Que l'on juge maintenant de l'insalubrité de plusieurs salles d'hôpitaux, où la ration de l'air n'est que de 1 mètre 5 centimètres par individu et par heure, et où la ventilation est tout à fait insuffisante. (Voir, pour plus de détails sur la ventilation, le mémoire de M. Leblanc sur l'air confiné.) On se tromperait étrangement, si l'on croyait que l'influence délétère de l'air confiné ressemble en tout point à celle d'une atmosphère dans laquelle on aurait fait brûler du charbon ou tout autre corps combustible; dans ce dernier cas, le danger serait beaucoup plus grand, parce que l'air contiendrait, outre l'acide carbonique, une certaine quantité de gaz oxyde de carbone, corps beaucoup plus délétère que le gaz acide carbonique.

DE LA COMBUSTION.

Le mot *combustion* signifie, dans son acception ordinaire, le changement total qui s'opère dans la nature des corps combustibles, avec émission abondante de calorique et de lumière. Lavoisier et la plupart des chimistes modernes, au contraire, ont regardé la combustion comme un phénomène dans lequel l'*oxygène se combine avec un corps quelconque ;* suivant eux, il y a combustion toutes les fois que l'oxygène s'unit à d'autres corps, même lorsqu'il n'y a aucun dégagement sensible de calorique ni de lumière, tandis qu'ils n'admettent pas qu'il y ait *combustion* lors de la combinaison de deux ou de plusieurs corps ne contenant point d'oxygène, quand même cette combinaison serait accompagnée de flamme et d'un grand dégagement de chaleur.

Il suffit de réfléchir un instant, pour voir qu'il n'est guère possible d'admettre une pareille définition ; en effet, on observe tous les phénomènes de la *combustion* dans la formation d'une multitude de produits où l'oxygène n'entre pas : ainsi, que l'on introduise de l'arsenic pulvérisé dans une cloche remplie de chlore gazeux, ces deux substances simples se combineront, même à froid, il y aura dégagement de *calorique* et de *lumière,* et formation d'un liquide qui sera le chlorure d'arsenic. Des phénomènes analogues auront lieu si l'on substitue le phosphore à l'arsenic, et surtout le cuivre divisé en lames aussi minces que possible. D'un autre côté, on ne remarque aucun phénomène de *combustion* dans un grand nombre de cas où l'oxygène se combine avec des substances simples ; citons, pour exemple, l'oxydation du fer que l'on expose à l'air : on n'aperçoit aucun dégagement de *calorique* ni de *lumière ;* le fer se combine pourtant avec l'oxygène.

Frappés de l'insuffisance de la définition que je viens de combattre, quelques auteurs modernes l'ont rejetée, et ont présenté de nouvelles vues sur la combustion : ainsi Thompson admet l'existence de corps combustibles, de corps incombustibles, et d'autres qu'il nomme *soutiens de la combustion,* leur présence étant nécessaire pour que les corps combustibles brûlent. Suivant lui, la combustion n'est autre chose que la *combinaison d'un corps combustible avec un des soutiens de la combustion, combinaison qui a lieu avec dégagement de calorique* et *de lumière.* Les soutiens de la combustion sont simples ou composés : les premiers sont l'*oxygène,* le *chlore,* le *brome,* l'*iode,* le *fluor* (phthore) ; les autres sont l'air *atmosphérique,* l'*acide azotique,* et plusieurs composés dans lesquels on trouve l'un ou l'autre des soutiens simples.

Il est aisé de sentir combien cette manière d'envisager la combustion est plus exacte que celle de Lavoisier, dont elle diffère essentiellement; en effet, dans cette dernière, on n'admet qu'un simple soutien de la combustion, l'*oxygène*, et l'on fait abstraction du dégagement de calorique et de lumière, qui pourtant constitue le phénomène le plus essentiel de la combustion.

Toutefois la théorie de Thompson me paraît pouvoir être avantageusement modifiée. Quelle nécessité y a-t-il, par exemple, d'admettre des soutiens de la combustion? En les rejetant, on éviterait plusieurs inconvénients; par exemple, Thompson ne range point le *soufre* parmi les soutiens de la combustion; il le place, au contraire, dans la section des corps combustibles: or il est aisé de prouver qu'il appartient aussi bien à l'une qu'à l'autre de ces classes; en effet, il joue le rôle de combustible lorsqu'on le brûle au moyen de l'oxygène, qui agit alors comme soutien de la combustion; mais ne joue-t-il pas le rôle de soutien de la combustion lorsqu'on le fait chauffer avec le cuivre divisé, et qu'au moment de la combinaison il y a un dégagement considérable de calorique et de lumière? Objectera-t-on que, dans ce dernier cas, il n'agit pas comme *soutien;* il faudrait alors admettre, ou que la combustion n'a pas lieu, malgré le dégagement de calorique et de lumière, ou, si elle a lieu, que le cuivre en est le soutien: opinion qui ne s'accorde point avec les idées de Thompson sur la combustion.

Ces considérations m'engagent à regarder la combustion *comme un phénomène très-général, qui a lieu toutes les fois que deux ou un plus grand nombre de corps se combinent avec dégagement de calorique et de lumière.* J'avoue cependant que l'oxygène est, parmi les corps connus, celui qui donne le plus souvent lieu à ce dégagement, lorsqu'il s'unit à d'autres.

Combustion produite par la combinaison d'un corps solide avec un corps gazeux. Cette combustion peut avoir lieu à froid ou à une température élevée. 1° *A froid:* que l'on projette de l'antimoine, de l'arsenic ou de l'étain pulvérisés, dans un flacon rempli de *chlore* gazeux; dans le même instant, on apercevra une vive lumière, la température s'élèvera, et il se formera du chlorure d'antimoine, d'arsenic ou d'étain, qui paraîtra d'abord sous forme d'une fumée plus ou moins épaisse, et qui ensuite deviendra liquide; 2° *à une température élevée:* que l'on introduise dans un flacon rempli de gaz oxygène un fil mince d'acier, suspendu par une de ses extrémités à un bouchon de liége, offrant à l'autre extrémité un morceau d'amadou allumé; le fer brûlera avec le plus grand éclat et avec la plus grande rapidité, il se combinera avec l'oxygène,

et se transformera en oxyde noir; la température s'élèvera considérablement.

Si l'on détermine le poids du produit ou du corps brûlé, on le trouvera *égal* à celui *des corps* qui se sont combinés pendant la combustion. C'est à ce mode de combinaison que se rapportent les combustions ordinaires du charbon, du bois, etc., dans l'air atmosphérique; le carbone et l'hydrogène, en effet, se combinent avec l'oxygène pour former de l'acide carbonique et de l'eau, et l'azote de l'air est mis à nu. Les produits de cette combustion sont par eux-mêmes impropres à l'entretenir, et l'arrêteraient bientôt s'ils ne se trouvaient remplacés par une nouvelle quantité d'air; de là la nécessité d'établir un tirage dans les foyers domestiques. Cette combustion est d'autant plus énergique que le courant d'air est plus rapide; aussi augmente-t-on son intensité en soufflant sur le corps qui brûle. Par contre, on arrête la combustion en supprimant l'accès de l'air: c'est ce qui a lieu lorsqu'on recouvre le corps en ignition d'une cloche ou d'un étouffoir. Il est des corps qui ne brûlent ou qui ne brûlent bien que lorsqu'ils sont dans un grand état de division, tels sont les sulfures *pyrophoriques*. La combustion d'un corps allumé ne continue que parce que la température résultant de la combustion d'une partie de sa masse porte les parties voisines de celles qui brûlent à la température nécessaire pour entretenir la combustion; d'où il suit que la combustion s'arrête lorsque le corps allumé éprouve un refroidissement tel qu'il ne puisse plus se combiner avec l'oxygène. Ce fait explique pourquoi un morceau de fer porté au rouge, et qui brûle dans le gaz oxygène, s'éteint dans l'air atmosphérique froid, pourquoi un jet d'air trop rapide, dirigé sur une bougie, éteint la flamme en abaissant sa température.

Combustion produite par la combinaison d'un corps liquide avec un corps gazeux. Il suffit de mettre le feu à une huile volatile liquide, qui a le contact de l'air, pour que l'oxygène de l'air se *combine* avec l'hydrogène et le carbone de l'huile, avec lesquels il formera de l'eau et de l'acide carbonique; ces combinaisons auront lieu avec dégagement de calorique et de lumière, et le poids de l'eau et de l'acide carbonique formés sera *égal* à celui de l'huile qui aura été brûlée, et à celui de l'oxygène fourni par l'air. On pourrait encore faire brûler à froid un papier imprégné d'huile de térébenthine, dans du chlore gazeux contenu dans un flacon à col étroit. Il se produit de l'acide chlorhydrique, et il se dépose une quantité notable de charbon.

Combustion produite par la combinaison d'un corps liquide avec un corps solide. Que l'on chauffe, dans une capsule de porcelaine, 20 gr. de

gélatine sèche avec 10 grammes d'acide azotique concentré marquant 41 degrés à l'aréomètre, le mélange ne tardera pas à brûler avec une vive flamme; l'oxygène de l'acide se porte sur l'hydrogène et sur le carbone de la gélatine.

Combustion produite par la combinaison de deux corps solides. Si l'on mêle dans un creuset du soufre et du cuivre très-divisés, et qu'on élève suffisamment la température, ces deux corps se combineront; il y aura dégagement de calorique et de lumière, et par conséquent *combustion.* Ici, comme dans l'exemple précédent, le poids du corps brûlé (sulfure de cuivre) est exactement le *même* que celui du soufre et du cuivre qui se sont combinés.

On pourrait encore citer comme exemple de ce genre de combustion la poudre à canon, qui n'est autre chose que la réunion de trois corps solides: l'azotate de potasse, le soufre et le charbon; sa combustion est évidemment l'effet de la combinaison de l'oxygène qui fait partie de l'acide azotique de l'azotate de potasse (1) avec le soufre et le charbon.

Combustion produite par la combinaison de deux gaz. Lorsqu'on met le feu à un mélange de deux volumes de gaz hydrogène et d'un de gaz oxygène, il y a combustion, formation d'eau, et la chaleur dégagée est assez intense pour fondre une multitude de corps infusibles par tout autre moyen. Le poids du liquide obtenu est le *même* que celui des deux gaz qui se sont combinés. On peut encore enflammer un mélange de bicarbure d'hydrogène et de chlore gazeux; on aperçoit une belle flamme verte, il se forme de l'acide chlorhydrique, et il se dépose une grande quantité de charbon.

Combustion produite par la combinaison de plusieurs liquides. Si on verse de l'acide azotique sur de l'huile de térébenthine préalablement mêlée avec une certaine quantité d'acide sulfurique, le mélange prend feu subitement, et il se dégage une très-grande quantité de calorique et de lumière. Cette combustion est le résultat de la combinaison de l'oxygène de l'acide azotique avec l'hydrogène et le carbone de l'huile.

La plupart des chimistes ont admis que le calorique qui se dégage dans les diverses combustions dont je viens de parler provient du rapprochement des molécules: ainsi, disent-ils, lorsque l'arsenic est projeté dans du chlore gazeux, celui-ci passe à l'état solide, et abandonne par conséquent une grande portion du calorique qui le tenait à l'état de

---

(1) L'acide azotique est formé d'oxygène et d'azote; l'azotate de potasse est composé d'acide azotique et de potasse.

gaz ; il en est de même du gaz oxygène, qui brûle le fer, l'hydrogène, etc. Toutefois ils admettent aussi que l'arsenic, le fer et l'hydrogène, peuvent dégager une certaine quantité de calorique. Quant à la lumière, ils lui attribuent la même origine, soit qu'on la considère comme une modification du calorique, soit qu'on la regarde comme un fluide distinct.

Les travaux de MM. Delaroche et Berard, relatifs au calorique spécifique des gaz, ne permettent plus d'adopter cette manière de voir, du moins dans beaucoup de cas : il résulte, en effet, de leurs expériences, *que la chaleur spécifique du corps brûlé est souvent aussi grande ou même plus grande que la somme de celle des éléments qui se combinent pendant la combustion.* Je citerai pour exemple la combustion de l'hydrogène dans l'oxygène pour former de l'eau. La chaleur spécifique de l'hydrogène qui entre dans la composition de 100 parties d'eau (en poids) peut être représentée par 38,69 ; la chaleur spécifique de l'oxygène, qui fait partie de la même quantité d'eau, est égale à 20,83 ; ce qui donne, pour la chaleur spécifique du mélange, 59,52 : or, la chaleur spécifique des 100 parties d'eau qui résultent de cette combustion, et que je supposerai refroidie et liquide, est de 100, c'est-à-dire 40,48, de plus que celle de ses deux éléments à l'état de gaz ; il est donc impossible d'admettre que la quantité énorme de calorique, dégagée pendant la combustion du gaz hydrogène dans l'oxygène, provienne de l'un ou l'autre de ces gaz ; car, s'il en était ainsi, l'eau devrait en contenir moins, tandis qu'elle en renferme plus.

Si les explications admises jusqu'à ce jour sur l'origine du feu sont défectueuses, dit Berzelius, je me vois forcé d'en chercher d'autres. «Pourquoi ne pas adopter, continue ce savant, que, dans toute combinaison chimique, il y a neutralisation des électricités opposées, et *que cette neutralisation produit le feu, de la même manière qu'elle le produit dans les décharges de la bouteille électrique ?*» L'opinion de Dulong et Petit est tout à fait conforme à celle de Berzelius. Voici ce qu'ils disent à la page 411 du tome X des *Annales de physique et de chimie :* «Davy a prouvé depuis longtemps qu'en faisant communiquer les deux pôles d'une pile voltaïque par un morceau de charbon *placé dans un gaz impropre à la combustion*, on pouvait entretenir ce corps dans un état de *violente ignition* aussi longtemps que la pile reste en activité, et sans que le charbon éprouvât la moindre altération chimique. D'un autre côté, on est autorisé à conclure d'un grand nombre d'expériences galvaniques, que tous les corps qui se combinent se trouvent, l'un par rapport à l'autre, au moment de la combinaison, précisément dans les mêmes conditions électriques que les deux pôles d'une pile? N'est-il

donc pas probable que la même cause qui produit l'incandescence du charbon, dans la belle expérience que nous venons de citer, est aussi celle qui élève plus ou moins la température du corps pendant l'acte de la combinaison ? C'est du moins un rapprochement fondé sur les plus fortes analogies, et qui mérite d'être suivi dans toutes ses conséquences. »

Ne sait-on pas d'ailleurs que M. Becquerel a prouvé que lorsqu'un morceau de papier brûle, le papier s'électrise positivement, et la flamme négativement. Si l'on fait brûler de l'alcool dans une capsule de cuivre, celle-ci s'électrise positivement. (*Annales de chimie et de physique*, t. XVII.)

D'un autre côté, il a été démontré par M. Pouillet que, dans toute combustion opérée par le gaz oxygène, ce gaz s'entoure d'une atmosphère d'électricité positive, tandis que le corps qui brûle est enveloppé de fluide électrique négatif.

Quoi qu'il en soit, voici les résultats de quelques expériences tentées par M. Despretz, pour déterminer la quantité de chaleur qui se développe pendant la combustion d'un certain nombre de corps : 1° une partie de charbon de sucre pur, obtenu en calcinant le sucre à un feu de forge, dégage en brûlant une quantité de chaleur capable de fondre 104,2 parties de glace, ou capable d'élever une partie d'eau de 0° à 7914°,7 ; 2° la chaleur développée par une partie d'hydrogène qui brûle peut fondre 315,2 parties de glace, ou élever une partie d'eau de 0° à 23640° ; 3° le fer, le zinc, l'étain, le protoxyde d'étain, dégagent sensiblement la même quantité de chaleur pour le même volume d'oxygène ; cette quantité est égale aux $\frac{5}{3}$ de celle que développe le charbon ; 4° enfin un corps qui ne change pas le volume du gaz oxygène pendant la combustion dégage la même quantité de chaleur, quelle que soit la densité de ce gaz : par exemple, le charbon dégage sous deux ou trois pressions la même quantité de chaleur que sous la pression ordinaire. On sait que plus un combustible contient de carbone et d'hydrogène, plus sa valeur calorifique est considérable.

On a donné le nom d'*unité de chaleur* ou de *calorie* à la quantité de chaleur nécessaire pour élever un kilogramme d'eau de 1 degré du thermomètre centigrade. La puissance calorifique d'un combustible sera donc représentée par le nombre d'*unités de chaleur* produites par la combustion complète d'un kilogramme de ce combustible. C'est ainsi que l'on a constaté que le pouvoir calorifique du bois desséché à l'air, et contenant encore 25 % d'eau, se trouve compris entre 2,800 et 2,900, tandis que celui du charbon de bois est beaucoup plus élevé.

Voici les nombres de calories obtenus pour quelques autres corps combustibles pour 1 kilogramme :

Carbone.	7,224
Hydrogène.	34,995
Protocarbure d'hydrogène. . .	11,900
Bicarbure d'hydrogène.	12,170
Oxyde de carbone.	2,500

Qu'il y a loin de cette manière d'envisager la combustion aux diverses hypothèses imaginées par les chimistes qui avaient précédé Lavoisier, pour se rendre raison du phénomène!

Parmi les anciennes théories de la combustion, la plus célèbre est, sans contredit, celle de Stahl. Suivant cet auteur, un corps n'est combustible que parce qu'il contient un principe subtil, insaisissable, connu sous le nom de *phlogistique*. Lorsqu'on fait brûler ce corps, le phlogistique se dissipe, et c'est dans cette séparation que consiste la combustion : aussi le résidu est-il incombustible. Au moment de se dégager, le phlogistique est affecté d'un mouvement violent : la chaleur et la lumière ne sont autre chose que ce principe subtil dans cet état de grande agitation. Éclaircissons cette théorie par un exemple : le cuivre était considéré comme composé de *phlogistique* et de *chaux* (oxyde de *cuivre*); lorsqu'on le faisait brûler, le phlogistique se dégageait, et le résidu était de la *chaux de cuivre* (oxyde de cuivre), substance brûlée, et par conséquent incombustible. Au contraire, toutes les fois qu'un corps incombustible devenait combustible, il ne faisait que se combiner avec le phlogistique : par exemple, lorsqu'en chauffant fortement la *chaux de cuivre,* dont j'ai parlé, avec du charbon, on obtenait le cuivre qui jouissait de nouveau de la propriété de brûler, c'était parce que le charbon avait fourni du phlogistique qui s'était combiné avec la chaux de cuivre. Il aurait suffi, pour renverser cette théorie, et en faire sentir toute l'inexactitude, de peser comparativement le cuivre avant et après avoir été brûlé : on aurait vu que son poids était plus considérable après la combustion; or, comment se pourrait-il qu'un corps augmentât de poids en perdant un de ses principes constituants, le phlogistique?

DE LA FLAMME.

H. Davy, dans un travail intéressant sur la flamme, est parvenu à un certain nombre de résultats importants que je crois devoir faire connaître.

A. La flamme n'est autre chose, suivant le célèbre chimiste anglais, qu'une matière gazeuse chauffée au point d'être lumineuse, et jouissant d'une température qui surpasse la chaleur blanche des corps solides (1).

Expériences. 1° Placez à moins de 2 millimètres de la flamme d'une lampe à esprit-de-vin un fil fin de platine, cachez cette flamme à l'aide d'un corps opaque : le fil deviendra blanc par l'effet de la chaleur, quoiqu'il n'y ait point de lumière visible dans l'endroit où il se trouve. 2° Si, au lieu de cacher la flamme, on éteint la lampe, le platine reste encore rouge de feu.

B. La lumière de la flamme est extraordinairement brillante et intense lorsqu'il se forme quelque *matière solide* et fixe dans cette flamme : ainsi le phosphore, qui se transforme, par la *combustion* rapide, en acide phosphorique *solide*, brûle avec une flamme très-intense ; il en est de même du zinc, qui, par la combustion, se change en oxyde de zinc solide. Au contraire, lorsqu'il ne se produit point de matière solide dans la flamme, celle-ci est extrêmement faible et transparente : tel est le cas du soufre que l'on fait brûler dans le gaz oxygène, et qui se transforme *en gaz acide sulfureux.*

Veut-on augmenter l'intensité de la flamme de ce corps, on n'a qu'à la mettre en contact avec de l'amiante, de l'oxyde de zinc, une gaze métallique ou toute autre matière solide.

Si les flammes du gaz de l'éclairage, des bougies et des lampes, sont si éclairantes, c'est qu'elles sont principalement le résultat de la combustion du carbure d'hydrogène gazeux, lequel éprouve une combustion incomplète et donne naissance à du charbon qui devient d'autant plus incandescent, qu'en brûlant, l'hydrogène produit une grande élévation de température.

C. Le pouvoir éclairant d'un flamme est influencé par la quantité d'air qui arrive sur elle : quand celui-ci est très-abondant, il en diminue l'intensité en la refroidissant ; tandis que dans le cas contraire, la combustion est incomplète, et la flamme devient fuligineuse. On peut dire que la flamme atteint son maximum de clarté au moment où elle est près de donner de la fumée.

D. La température d'une flamme n'est pas en rapport avec son pou-

---

(1) Tout en accordant que la température de la flamme est des plus élevées, n'est-il pas plus rationnel d'attribuer la chaleur extrême du fil de platine à la propriété qu'il a de favoriser la combustion des gaz inflammables ? Dans cette hypothèse, le fil métallique déterminerait l'union du carbure d'hydrogène gazeux qui se dégage de l'esprit-de-vin, avec l'oxygène de l'air.

voir éclairant; ainsi la flamme de l'hydrogène, à peine visible, donne beaucoup de chaleur.

E. La flamme d'un corps simple en combustion est homogène dans toutes ses parties; le contraire a lieu pour celle des corps *composés.* A l'appui de cette dernière assertion, je citerai la flamme d'une bougie et celle du chalumeau. La flamme d'une bougie présente quatre parties distinctes : 1° la base, qui est d'un *bleu foncé* et qui est formée par la vapeur combustible dont la température n'est pas assez élevée pour brûler avec facilité; 2° un cône intérieur *obscur* et *jaunâtre,* formé de vapeur combustible très-chauffée, mais qui ne brûle pas, faute d'oxygène; 3° une enveloppe conique très-*éclatante ;* ici la combustion se fait avec un dépôt de charbon qui augmente l'intensité de cette partie de la flamme; 4° une enveloppe conique très-peu lumineuse qui circonscrit la flamme; la combustion est complète dans cette partie de la flamme, et la température qui s'y développe est très-élevée. Quant à la flamme du chalumeau, elle se compose de deux parties: l'inférieure, que l'on nomme *flamme bleue,* est désoxydante et fondante, surtout vers son extrémité, où elle est très-chaude; l'autre partie, formée par l'extrémité du dard, est à peine lumineuse et très-oxydante.

F. Lorsqu'on fait passer la flamme à travers une gaze métallique très-serrée, qui est à la température ordinaire, ce tissu refroidit le gaz qui le traverse de manière à réduire sa température au-dessous du degré auquel il est lumineux. — *Expériences.* 1° Si l'on allume le gaz hydrogène qui se dégage d'une lampe philosophique (voy. p. 100); si on met un peu au-dessus de la flamme une gaze métallique dont les trous soient excessivement petits, le gaz hydrogène traversera la gaze, mais la matière gazeuse qui constitue la flamme sera tellement refroidie par cette gaze, qu'on ne pourra pas enflammer une allumette soufrée placée un peu *au-dessus* de la gaze, tandis qu'on l'enflammera facilement dans l'espace qui sépare cette toile métallique de l'ouverture du tube qui donne issue au gaz hydrogène; 2° que l'on éteigne la flamme de la lampe philosophique et que l'on place la gaze métallique un peu au-dessus de l'ouverture du tube par lequel sort le gaze hydrogène, celui-ci traversera la gaze, et pourra être enflammé à l'aide d'un corps en combustion, *au-dessus* de la toile; à son tour, la flamme que produira l'hydrogène en brûlant au-dessus de la gaze sera refroidie par cette gaze; en sorte qu'il sera impossible d'enflammer une allumette éteinte que l'on placera entre la face inférieure de la toile et l'extrémité du tube qui donne issue au gaz.

Plus les trous de la gaze sont petits, plus la flamme a de difficulté à les traverser, tout étant égal d'ailleurs. Plus les corps qui produisent la

flamme sont combustibles, ou, en d'autres termes, plus cette flamme est chaude, moins la gaze métallique oppose de résistance à se laisser traverser. En général, on facilite le passage de la flamme à travers la gaze, en chauffant celle-ci jusqu'au rouge ou jusqu'au rouge blanc. Il résulte des expériences de H. Davy, qu'un fil de fer d'environ un demi-millimètre d'épaisseur, chauffé même jusqu'au rouge blanc, n'enflamme pas le carbure d'hydrogène gazeux qui se dégage des mines de charbon de terre, tandis qu'un fil de la même épaisseur, chauffé seulement jusqu'au rouge-cerise, enflamme le gaz hydrogène.

La belle découverte de la lampe de sûreté, faite par H. Davy, est une conséquence de ces résultats. On sait que les mineurs courent souvent les plus grands dangers lorsqu'ils sont éclairés par une lampe ordinaire; en effet, ils sont alors victimes de la détonation qui a lieu au moment où l'air se mêle avec le carbure d'hydrogène gazeux qui se dégage des mines de charbon de terre, et que le mélange est en contact avec un corps lumineux. On évite facilement cette explosion en construisant une lampe surmontée d'un fil de platine, dont la cage cylindrique a un diamètre qui ne surpasse pas 54 millimètres, et dont les jours sont recouverts d'une toile métallique ayant 750 ouvertures environ sur un carré de 27 millimètres de côté; le fil de fer peut avoir moins d'un demi-millimètre: il est évident que la lumière placée dans cette lampe éclairera suffisamment, et ne traversera pas la toile métallique; par conséquent on n'aura pas à craindre qu'elle enflamme le mélange détonant dont j'ai parlé. — *Expérience.* Que l'on introduise lentement la lampe de Davy allumée dans un grand vase contenant un mélange d'air atmosphérique et de vapeur d'éther ou d'alcool: la combustion continuera d'avoir lieu jusqu'à ce que la flamme soit arrivée assez bas pour être éteinte par les gaz qui se dégagent par suite de la décomposition de l'éther et de l'alcool, et qui sont impropres à la combustion; mais le fil de platine placé à très-peu de distance de la flamme restera rouge (voyez page 115) et éclairera suffisamment. On voit donc que le mineur trouvera dans ce fil de platine assez de lumière pour se diriger et échapper au danger; d'ailleurs il se dégagera de ce fil assez de chaleur pour rallumer la lampe aussitôt que le mineur se trouvera dans une atmosphère moins viciée, comme on peut s'en convaincre en élevant, dans l'expérience que je décris, la lampe éteinte jusqu'auprès de l'ouverture du bocal, là où l'air n'est plus vicié. (Voyez, pour plus de détails, les divers mémoires de H. Davy, insérés dans les *Annales de physique et de chimie*, tome I, III et IV.)

DES COMPOSÉS D'OXYGÈNE ET D'UN DES CORPS SIMPLES PRÉCÉDEMMENT ÉTUDIÉS.

Ces composés sont des acides ou des oxydes.

On donne le nom d'*acide* à une substance solide, liquide ou gazeuse, douée *en général* d'une saveur aigre ou caustique, suivant qu'elle est étendue ou concentrée, de la propriété de s'unir en certaines proportions aux oxydes métalliques pour former des sels, et de la faculté de rougir les teintures de tournesol et de violettes, ainsi que de jaunir ou de rougir l'hématine (1). Il y a un petit nombre de substances rangées parmi les acides, qui pourtant ne jouissent pas de la propriété de rougir les couleurs bleues végétales.

Tous les acides ont la plus grande tendance à se porter vers les corps électrisés positivement : ceux qui sont formés par l'oxygène et par un corps simple sont décomposés par la pile voltaïque; l'oxygène se porte au pôle positif, et le corps simple au pôle négatif. Ils sont presque tous solubles dans l'eau; en effet, on ne doit guère considérer comme insolubles, parmi les acides minéraux, que les acides antimonique, antimonieux, silicique, tungstique, titanique et stannique.

Pendant longtemps les chimistes ont cru que l'oxygène entrait dans la composition de tous les acides, et ont regardé ce corps comme le seul principe acidifiant. Cette opinion n'est plus admissible depuis que l'existence d'un certain nombres d'acides sans oxygène est parfaitement établie. Ces acides sans oxygène sont déjà nombreux; plusieurs d'entre eux sont formés par l'hydrogène et par un ou deux corps simples : tels sont les acides chlorhydrique, iodhydrique, bromhydrique, sulfhydrique, sélénhydrique, fluorhydrique (fluorique), cyanhydrique (prussique), et xanthydrique; d'autres sont composés de fluor et de bore, ou de fluor et de silicium. Toutefois les acides qui ne contiennent pas d'oxygène présentent une anomalie dans leur réaction sur les oxydes métalliques, que j'examinerai plus loin, ce qui établit entre eux et ceux qui sont oxygénés une grande différence.

---

(1) M. Robert Kane regarde la partie *soluble* de l'*infusum* de tournesol, comme étant formée d'acide *litmique* uni à de l'ammoniaque et à de la potasse. Ces deux litmates sont *bleus,* tandis que l'acide litmique est *rouge* : aussi, lorsqu'on verse un acide tant soit peu fort sur le tournesol, l'acide s'empare-t-il des alcalis, et met l'acide *litmique rouge* à nu. (Voyez *Journal de chim. méd.,* janvier 1839, pag. 60.)

Action des acides sur l'économie animale.

Les acides affaiblis, introduits dans l'estomac, donnent lieu à un sentiment de fraîcheur générale. Administrés convenablement, ils ralentissent la circulation, étanchent la soif, augmentent la sécrétion de l'urine et le ton de l'estomac; cependant les individus qui en abusent éprouvent des symptômes fâcheux, tels que la destruction de l'émail des dents, un sentiment de constriction et d'âcreté dans la gorge, la cardialgie, la toux, l'amaigrissement, qui est la suite de l'altération des digestions, et le racornissement du canal digestif, des glandes lymphatiques et de quelques autres organes.

On les emploie avec le plus grand succès dans les fièvres dites bilieuses, principalement dans celles qui sont continues ou rémittentes, dans les fièvres dites adynamiques et putrides, dans le scorbut avec ou sans dévoiement, dans les diarrhées bilieuses très-considérables, dans celles qui sont anciennes, dans les hémorrhagies passives du poumon, de l'utérus, de la vessie urinaire, du conduit alimentaire, dans les catarrhes chroniques de ces divers organes, dans les hydropisies atoniques. Sydenham et quelques autres auteurs en ont obtenu de très-bons effets dans la petite vérole, lorsque la suppuration languit, qu'elle est d'un mauvais caractère, et qu'il se développe des pétéchies dans l'intervalle des boutons. Ils sont contre-indiqués au début de la phthisie pulmonaire et dans les phlegmasies aiguës du poumon. Pour les administrer, on les mêle avec de l'eau jusqu'à ce que celle-ci ait un degré d'acidité agréable au goût, et on fait prendre plusieurs verres de ce liquide dans la journée.

Les acides affaiblis sont employés à l'extérieur comme astringents, dans les hémorrhagies des petits vaisseaux, et dans les écoulements passifs ou par relâchement; on s'en sert aussi quelquefois comme répercussifs dans certaines éruptions cutanées, mais la répercussion qu'ils déterminent peut souvent être dangereuse.

Les acides concentrés agissent tous comme de puissants escharotiques; ils irritent, enflamment, ulcèrent les parties avec lesquelles on les met en contact, et donnent lieu aux symptômes de l'empoisonnement produit par les poisons corrosifs et âcres (voy. ma *Médecine légale*, t. III, 4[e] édit.). Cependant les médecins les prescrivent quelquefois avec succès à l'extérieur: ainsi ils sont avantageux pour détruire les poireaux, les verrues, la pustule maligne, etc.; ils entrent dans la composition de certains onguents dont on se sert pour exciter la peau dans quelques maladies chroniques de cet organe, etc.

DE L'EAU (PROTOXYDE D'HYDROGÈNE). HO. Équivalent = 112,5.

L'eau est composée de 2 parties d'hydrogène et de 1 d'oxygène en volume, ou bien, d'après M. Dumas, de 8 parties d'oxygène et de 1 d'hydrogène en poids, ce qui équivaut, pour 100 parties d'eau, à 88,888 d'oxygène, et à 11,112 d'hydrogène. Elle est très-répandue dans la nature : à l'état solide, elle constitue la glace ou la neige, que l'on trouve constamment sur les hautes montagnes et sous les pôles ; à l'état liquide, elle recouvre une assez grande partie de la surface du globe, mais elle n'est jamais pure : l'eau de mer, des rivières, etc., contient toujours des substances étrangères ; enfin, à l'état de vapeur, l'eau fait partie de l'atmosphère.

L'eau pure est un liquide transparent, incolore, inodore, susceptible de mouiller et de dissoudre une quantité innombrable de corps ; sa pesanteur a été déterminée avec soin : à la température de 4° + 0 c., un centilitre pèse 10 grammes (1). La compressibilité de l'eau a été mise hors de doute par les expériences de Canton, de MM. Parkins, Dessaigne et Œrstedt : d'après ce dernier savant, une pression égale à celle de l'atmosphère produit dans l'eau une diminution de volume de 0,000045. M. Parkins l'a estimée à 0,000048 pour chaque atmosphère, après avoir soumis le liquide à une pression de plusieurs centaines d'atmosphères. (Voy. *Annales de physique et de chimie,* t. XVI, XXI et XXII.)

Ce fut en 1781 que Cavendish, Priestley et Watt, démontraient qu'en brûlant le gaz hydrogène dans l'air, on obtient de l'eau. En 1789, Lavoisier fit voir que l'eau, considérée jusqu'alors comme un corps simple, était formée d'hydrogène et d'oxygène, et que ces deux gaz, en se combinant, donnaient une quantité d'eau égale à leur propre poids. Ces résultats furent surtout mis hors de doute par l'expérience mémorable que firent Lavoisier et Meusnier, en 1785, dans laquelle ils produisirent plus de 400 grammes d'eau, par la combustion lente de grandes quantités d'hydrogène et d'oxygène accumulés dans un appareil de leur invention. Plus tard Gay-Lussac et Humboldt démontrèrent que l'eau est formée de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxygène.

On prouve que l'eau est composée d'oxygène et d'hydrogène par l'analyse et par la synthèse.—*Par l'analyse.* On décompose l'eau par la pile électrique

(1) Le poids de l'eau n'est jamais plus grand qu'à la température de + 4° cent. (voy. le mémoire d'Hallströmm ; *Ann. de chim. et de phys.*, t. XXVIII, p. 93).

(voy. p. 30), ou bien en faisant passer de la vapeur aqueuse à travers de la tournure de fer disposée dans un tuyau de porcelaine chauffé jusqu'au rouge; il se dégage du gaz hydrogène et il se produit de l'oxyde de fer noir (protoxyde + sesquioxyde). On peut encore la décomposer par la chaleur *seule*, d'après Grove, soit en la faisant passer à l'état de *vapeur* à travers un tube de platine *bien incandescent*, soit en la chauffant à l'état *liquide* à l'aide d'un fort fil de platine *incandescent*. Voici comment M. Grove conseille de procéder dans ce dernier cas : On fond au chalumeau de Brook (voy. p. 58) un fil de platine fort, jusqu'à ce qu'il se soit formé à son extrémité une boule de la grosseur d'un petit pois ou d'un grain de poivre, puis on fait bouillir de l'eau distillée qu'on laisse refroidir dans le vide de la machine pneumatique, pour la purger d'air autant que possible. On élève cette eau à la température de 93° c., et on en remplit un tube fermé par un bout, qu'on renverse ensuite dans une capsule de porcelaine pleine de la même eau. Une lampe à l'alcool placée sous la capsule sert à maintenir l'eau à la température indiquée. Cela fait, on plonge la petite boule de platine dans le dard d'un chalumeau de Brook; on la chauffe jusqu'à ce qu'elle soit prête à se fondre, puis on la porte rapidement sous le tube. Un gaz permanent se dégage et s'élève dans le tube; ce gaz est un mélange d'oxygène et d'hydrogène avec un peu d'air ou d'azote contenu dans l'eau. (*Journal de pharmacie*, août 1847.) — *Par la synthèse*. 1° A l'aide d'une étincelle électrique, on brûle *lentement* un mélange de gaz hydrogène et oxygène dans un grand ballon entouré d'une grille, et dans lequel on avait fait préalablement le vide; 2° on fait passer du gaz hydrogène pur et parfaitement sec à travers du bioxyde de cuivre chauffé jusqu'au rouge dans un tube de verre enveloppé de clinquant et disposé sur une grille; l'hydrogène enlève l'oxygène ou bioxyde de cuivre, et l'on obtient du cuivre métallique et de l'eau; celle-ci est reçue dans un appareil à boules de Liebig, vide et bien sec; il suffit d'une heure pour former ainsi plusieurs grammes d'eau.

Si l'on fait chauffer de l'eau à 10° + 0, elle se dilate, sa température s'élève, et lorsqu'elle est parvenue à 100°, la pression de l'air étant de 0,76 centimètres, elle passe rapidement à l'état de vapeur, bout, et son volume devient 1698 fois plus grand. Dans ces conditions, l'eau ne peut acquérir une température supérieure à 100°, car la quantité de vapeur qui se forme dans le même temps que l'eau s'échauffe dépense tout le calorique, qui sans cela pourrait s'accumuler au sein de l'eau; aussi, en faisant l'expérience dans un vase très-résistant et bien fermé, tel que la marmite de Papin, peut-on élever la température de l'eau même jus-

qu'au rouge. Tout le monde sait que la vapeur d'eau portée de cette manière à une chaleur supérieure à 100° possède une force élastique et une expansibilité qui servent de moteur à toutes les machines dites par cela même à vapeur. La température de l'eau chauffée dans un vase incandescent est *toujours moindre* que 100° ; en effet, si on laisse tomber quelques gouttes d'eau dans un creuset de platine chauffé au rouge-blanc, le creuset ne sera nullement mouillé, et l'évaporation sera presque nulle ; tandis que si l'on enlève le creuset du feu, et qu'ôn le laisse refroidir, dès qu'il parviendra au-dessous du rouge brun, l'eau entrera tout à coup dans une violente ébullition, et se transformera rapidement en vapeurs. Ces résultats obtenus par M. Le Chevalier sont conformes à ceux qu'avaient fournis les expériences de Leidenfrost et de Klaproth. L'eau entrerait encore en ébullition si on la faisait tomber tout à la fois et non goutte à goutte ; c'est qu'alors, le creuset se trouvant refroidi immédiatement, l'eau absorberait la chaleur aussitôt que le creuset la reçoit, et elle se vaporiserait, tandis qu'au contraire, lorsqu'une goutte d'eau tombe sur la surface chauffée, elle ne peut pas subitement abaisser assez la température, et il se forme seulement une certaine quantité de vapeur qui l'isole et l'empêche de se trouver ainsi en contact direct avec la paroi chauffée.

J'ai déjà dit que l'eau placée dans certaines conditions peut être décomposée par la chaleur *seule* (voy. p. 121).

Lorsqu'au lieu de soumettre de l'eau à 10° à l'action du calorique, on la place dans un lieu froid, on remarque qu'elle se refroidit et se contracte jusqu'à ce qu'elle soit parvenue à environ 4° + 0° ; alors elle reste stationnaire pendant quelques instants, et si l'on continue à la refroidir, elle se *dilate* et se congèle après avoir perdu l'air qu'elle contient, en sorte qu'au moment de la congélation, elle se trouve au-dessus de son premier niveau ; elle porte alors le nom de *glace*, qui occupe un volume plus considérable que l'eau liquide à zéro : d'où il résulte que la glace doit être plus légère que l'eau liquide. L'eau solide peut être amorphe ou cristallisée en prismes hexaèdres à angles de 60 et de 120 degrés, ou en dodécaèdres isocèles possédant la double réfraction.

C'est à cette augmentation de volume qu'il faut rapporter la rupture des vases dans lesquels l'eau se congèle et la dégradation des édifices construits en pierres poreuses dans lesquelles de l'eau se solidifie ; c'est aussi à la même cause qu'il faut attribuer la rupture des vaisseaux capillaires des végétaux et leur mort.

Le degré de pureté influe beaucoup sur le point de la congélation de l'eau. Gay-Lussac a vu que l'on pouvait abaisser la température d'une

certaine quantité d'eau pure et bouillie jusqu'à 12° — 0 sans qu'elle se congelât, mais qu'alors il suffisait du plus léger mouvement pour la solidifier immédiatement. L'eau qui tient des sels en dissolution se congèle plus lentement que l'eau pure; aussi, lorsqu'une dissolution saline éprouve une congélation partielle, c'est l'eau pure qui se solidifie la première, tandis que les sels restent dans l'eau mère.

La *lumière* est en partie réfléchie par l'eau sur laquelle elle tombe; aussi ce liquide peut-il servir jusqu'à un certain point de miroir. L'eau pure n'est point conducteur du *fluide électrique ;* il n'en est pas de même lorsqu'elle contient un peu d'acide ou de sel : dans ce cas, elle le conduit très-bien. Elle est facilement décomposée par un courant galvanique; il suffit de faire communiquer les deux pôles d'une pile avec de l'eau renfermée sous deux petites cloches séparées pour apercevoir bientôt au pôle positif le dégagement du gaz oxygène et au pôle négatif celui de l'hydrogène, qui présente toujours un volume double du précédent (voy. p. 30).

Action de l'eau sur les gaz. L'eau dissout certains gaz sans se combiner avec eux: tels sont l'oxygène, l'hydrogène, le chlore, l'acide carbonique; il suffit de porter le liquide à l'ébullition pour chasser la totalité de ces gaz. Si, au contraire, il existe une combinaison entre l'eau et ces gaz, comme cela a lieu par exemple pour le gaz acide chlorhydrique, le gaz ammoniac, etc., l'eau ne perd qu'une portion de ces gaz par l'action de la chaleur, et si on continue à chauffer, la dissolution passe intégralement à la distillation, en sorte que le liquide distillé est une véritable combinaison à proportions définies d'eau et de gaz tenu en dissolution.

Cent mesures d'eau à la température de 18° c., et à la pression de 76 centimètres de mercure, peuvent dissoudre 5,6 mesures de gaz *oxygène*, d'après Théodore de Saussure; dans le vide, elle ne dissout pas un atome de ce gaz. Si, au lieu de mettre directement en contact l'eau et l'oxygène, on opère la combinaison de ces deux corps d'après le procédé découvert par M. Thénard, on verra que l'eau peut s'unir à une quantité d'oxygène égale à celle qui entre dans sa composition. (Voy. *Bioxyde d'hydrogène.*)

Action de l'eau sur les corps solides. Ces corps sont solubles ou insolubles dans l'eau froide ou bouillante; il en est qui la décomposent en lui enlevant son oxygène à 0°, à la température ordinaire ou à une chaleur rouge. La plupart des substances *fixes*, dissoutes ou suspendues dans ce liquide, se *volatilisent* avec la vapeur qui se produit lorsqu'on chauffe de grandes masses de mélanges d'eau et de ces substances, et que l'évaporation a lieu à l'air libre et dans des vases à large surface. Je citerai

pour exemple la potasse, la soude, le phosphate de soude, les acétates de potasse et de soude, les arséniates de ces deux bases, l'acide *borique,* plusieurs sels de zinc, de mercure, de cuivre, de fer, des chlorures, etc. (Larocque). Est-ce une véritable volatilisation, ou bien le courant gazeux formé par la vapeur d'eau ne produit-il pas une pluie fine de gouttelettes qui sont *transportées* à des distances plus ou moins grandes, suivant leur volume? Quoi qu'il en soit, l'alcool, l'éther, et en général les liquides qui tiennent des matières en dissolution, donnent le même résultat. On a déjà utilisé cette propriété pour dessiner sur des papiers, des feuilles, des dentelles argentines, en soumettant ces papiers à l'action du gaz bioxyde d'azote qui se dégage lorsqu'on fait dissoudre de l'argent dans l'acide azotique (*Journal de pharmacie*, novembre 1848).

Le *soufre* et le *sélénium* sont insolubles dans l'eau. Le *bore* se dissout dans ce liquide d'après Berzelius, à moins qu'il n'ait été préalablement chauffé dans le vide ou dans des gaz qui ne contiennent pas d'oxygène. Chauffé jusqu'au rouge dans un tuyau de porcelaine, le bore décompose l'eau, lui enlève l'oxygène, se transforme en acide borique, et il se dégage du gaz hydrogène. Le *silicium* est insoluble dans l'eau. L'action du *carbone* pur sur ce liquide est inconnue. Le *charbon* ordinaire est insoluble dans l'eau, mais il peut en absorber, et les gaz contenus dans le charbon se dégagent : ce dégagement est d'autant plus marqué que les gaz sont moins solubles dans l'eau. Si l'on fait passer de l'eau en vapeur dans un tube de porcelaine rempli de braise que l'on a préalablement calcinée afin de la débarrasser des gaz qu'elle contient encore, l'eau est décomposée, et il en résulte du gaz hydrogène 56,03, du gaz oxyde de carbone, 29,15, de l'acide carbonique, 14,65, et du carbure d'hydrogène gazeux, 00,17 (Bunsen). Cette expérience peut aussi être faite en plongeant des charbons rouges dans des cloches pleines d'eau et renversées sur la cuve.

Il est aisé de concevoir que ces gaz ne présentent pas toujours la même composition : en effet, le gaz acide carbonique étant décomposé par le charbon en oxyde de carbone, la proportion de ce dernier gaz doit varier ; d'un autre côté, le carbure d'hydrogène gazeux se tranformant en hydrogène et en carbone à la température à laquelle l'eau est décomposée par le charbon, il est évident que le mélange gazeux ne peut contenir que fort peu de ce gaz.

Le gaz *hydrogène* est à peine soluble dans l'eau ; 100 mesures d'eau absorbent à la température de 18° c. 4,6 mesures de ce gaz.

L'eau à 8° dissout 3,04 de son volume de *chlore* ; à 0° elle n'en dissout qu'une fois et demie environ son volume. Quand le chlore liquide est

exposé à la lumière ou à l'action d'une chaleur rouge, l'eau se décompose; son hydrogène s'unit au chlore pour former de l'acide chlorhydrique, et l'oxygène se dégage. Selon M. Barreswil, il se produit en outre de l'acide perchlorique. Si on chauffe de l'*iode* avec du chlore liquide, l'eau est également décomposée, et il se forme de l'acide iodique et de l'acide chlorhydrique.

Le *brome* se dissout dans l'eau; la solution s'acidifie sensiblement lorsqu'elle est exposée à la lumière.

L'*iode* est peu soluble dans l'eau, à laquelle il communique une teinte jaune d'ambre; ce liquide à la température ordinaire n'en dissout qu'environ 0,007 de son poids; il la décompose à froid en donnant naissance aux acides iodhydrique et iodique. Quand on fait bouillir de l'eau *iodée*, l'iode se volatilise, et la liqueur se décolore.

Le *phosphore*, mis en contact avec de l'eau distillée parfaitement *privée d'air*, et exposé au *soleil* pendant une heure, devient rouge (voyez p. 77) : il ne se forme pas un atome d'acide phosphoreux. Si l'eau dans laquelle on met le phosphore contient de l'air, il se produit un acide composé de phosphore et d'oxygène. Si, au lieu de faire cette expérience à la lumière *solaire*, on couvre avec un papier noir le flacon contenant le phosphore et l'eau distillée *qui a bouilli*, ce liquide se décompose lentement, et il se forme du phosphure d'hydrogène gazeux, qui reste en dissolution, et un acide composé de phosphore et d'oxygène : le phosphore conserve sa couleur et sa transparence. Lorsqu'on expose à la lumière *diffuse*, à l'abri du contact de l'air, un flacon contenant du phosphore, et rempli d'*eau ordinaire aérée*, et même d'*eau* qui a *bouilli*, on voit que le phosphore devient opaque, d'un blanc terreux, et se transforme en *hydrate de phosphore;* en même temps, l'eau s'acidifie, et il paraît se former un peu de phosphure d'hydrogène gazeux; phénomènes faciles à expliquer par la décomposition de l'air contenu dans l'eau, et par une partie de ce liquide.

Le gaz *azote* est presque insoluble dans l'eau.

L'*arsenic* est insoluble dans l'eau; mais en faisant bouillir le mélange de ces deux corps, l'eau est décomposée, et il se forme de l'acide arsénieux soluble et de l'arséniure d'hydrogène insoluble. Si l'eau était aérée, une partie de l'arsenic se transformerait en acide arsénieux, aux dépens de l'oxygène de l'air, même à la température ordinaire.

L'*eau* à 20° c., agitée pendant quelques minutes avec le *cyanogène,* en dissout quatre fois et demie son volume. Cette dissolution est incolore; abandonnée à elle-même pendant quelques jours, elle jaunit d'abord, devient brune, et finit par être entièrement décomposée. Les résultats de cette décomposition sont, d'après MM. Pelouze et Richardson, un équi-

valent d'urée, trois d'acide cyanhydrique, quatre d'acide carbonique, un d'ammoniaque, un d'oxalate d'ammoniaque, et un d'une matière noire que l'on peut représenter par H^8 C^8 Az^8 O^4. (*Journal de chimie médicale,* juillet 1838.)

L'eau exerce sur l'*air* une action remarquable; cent mesures absorbent cinq mesures d'air, dont la composition diffère de celle de l'air atmosphérique : en effet, il est formé de 32 parties de gaz oxygène et de 68 de gaz azote, tandis que dans l'air atmosphérique il n'y a que 20,8 parties de gaz oxygène; ce phénomène dépend de ce que l'eau dissout plus facilement le gaz oxygène que le gaz azote. — *Expérience.* On prend une grande fiole munie d'un bouchon percé pour donner passage à un tube recourbé qui doit se rendre sous une cloche pleine d'eau, et renversée sur la table de la cuve à eau; on remplit la fiole et le tube de ce liquide; on bouche le vase et on le lute, puis on chauffe graduellement jusqu'à l'ébullition; l'air contenu dans l'eau ne tarde pas à se dégager et à se rendre dans la cloche; on en fait l'analyse, après avoir mesuré son volume. Il est évident que l'air obtenu par ce moyen était tenu en dissolution dans l'eau, puisque la fiole et le tube étaient entièrement remplis par ce liquide; les premières portions dégagées sont moins oxygénées que les dernières, phénomène qui dépend de la plus grande solubilité de l'oxygène que de l'azote. On peut encore démontrer l'existence de l'air dans l'eau, en plaçant sur la machine pneumatique un vase qui contient une certaine quantité de ce liquide : à mesure qu'on fera le vide, l'air se trouvera moins comprimé, et se dégagera de l'eau sous forme de bulles.

Il résulte des recherches faites par M. Boussingault sur de l'eau prise à différentes hauteurs, que la quantité d'air contenu dans ce liquide est loin d'être toujours la même : ainsi examiné au niveau de la mer, un litre de ce liquide a fourni 35 parties d'air, tandis qu'au torrent de San-Francisco, près Santa-Fé-de-Bogota, à une élévation de 2,640 mètres au-dessus du niveau de la mer, la proportion d'air que renfermait un litre d'eau n'était plus que de 12.

Caractères distinctifs de l'eau distillée. 1° Ses propriétés physiques; 2° elle n'a aucune action sur les papiers rouge et bleu de tournesol; 3° lorsqu'on l'évapore jusqu'à siccité, elle ne laisse aucun résidu.

L'eau joue vis-à-vis des acides forts le rôle d'une base faible; elle se comporte, au contraire, comme un acide faible par rapport aux bases fortes.

Préparation de l'eau distillée. On place l'eau dans la cucurbite d'un alambic de cuivre, et on la chauffe; elle ne tarde pas à se réduire en vapeurs; on rejette environ les $\frac{4}{100}$ qui distillent d'abord, et qui ren-

ferment le plus souvent du sesquicarbonate d'ammoniaque volatil, provenant de la décomposition des substances animales qui étaient contenues dans l'eau; on recueille celle qui se vaporise après; mais on suspend l'opération lorsqu'il ne reste plus dans la cucurbite qu'environ $^{8}/_{100}$ du liquide employé; en effet, ce liquide, concentré par l'évaporation, renferme des sels qui peuvent réagir les uns sur les autres, et donner quelquefois naissance à des produits volatils; il peut d'ailleurs contenir des matières animales, qui se décomposeraient si l'on continuait à chauffer, et donneraient des matières volatiles qui altéreraient la pureté de l'eau. M. Guéranger, partant de ce fait, qu'une eau entretenue bouillante pendant près d'une heure dégage encore à cette époque une quantité notable d'acide carbonique, qui rend impure l'eau qui distille, propose de fixer cet acide dans la cucurbite par un lait de chaux; à l'aide de cette précaution et de celles que j'ai déjà indiquées, on est sûr d'obtenir de l'eau distillée parfaitement pure.

L'addition de la chaux a encore un autre avantage, c'est de transformer le chlorure de magnésium que les eaux pourraient contenir en chlorure de calcium indécomposable à la température de l'ébullition, tandis que le chlorure de magnésium serait décomposé à cette température, et donnerait de l'acide chlorhydrique qui passerait à la distillation. On ne doit pas distiller l'eau dans des alambics en verre, parce que si celui-ci est de mauvaise qualité, il est attaqué par l'eau bouillante qui dissout des traces de soude, et alors l'eau distillée est légèrement alcaline.

L'eau est *potable* lorsqu'elle offre les caractères suivants : elle doit être fraîche, vive, limpide, inodore et aérée; elle doit dissoudre le savon sans former de grumeaux et bien cuire les légumes (1); elle ne doit se troubler que très-légèrement par l'azotate d'argent et par le chlorure de baryum (2). Les eaux *potables* qui se rendent à Paris contiennent en général de l'air, du gaz acide carbonique, du sulfate et du carbonate de chaux, des atomes de chlorure de sodium (sel marin), et une petite portion de sels de magnésie déliquescents.

M. Deville a analysé un grand nombre d'eaux potables de fleuves et de sources. Le tableau suivant indique la composition des eaux des

---

(1) Les eaux qui contiennent du plâtre (sulfate de chaux) ne cuisent pas bien les légumes, et décomposent le savon, comme je le démontrerai plus tard.

(2) Réactifs dont je ferai l'histoire : si l'eau est fortement troublée par eux, c'est qu'elle contient une assez grande proportion de chlorures et de sulfates.

principaux fleuves de France. On a agi sur 10 litres d'eau; l'unité est le milligramme.

	GARONNE.	SEINE.	RHIN.	LOIRE.	RHÔNE.	DOUBS.	OBSERVATIONS.
	milligr.	milligr.	milligr.	milligr.	milligr.	milligr.	
Acide silicique. .	401	244	488	406	238	159	
Alumine.	»	5	25	71	39	21	
Oxyde de fer Fe^2O^3	31	625	58	55	»	30	
Carbon. de chaux.	645	155	1356	481	789	1910	
Carbonate de magnésie.	34	27	50	61	49	23	
Carbonate de manganèse.	30	»	»	»	»	»	
Sulfate de chaux.	»	269	147	»	466	»	
Sulfate de magnés.	»	»	»	»	63	»	
Chlorure de magnésium.	»	»	»	»	»	5	
Chlor. de sodium.	32	123	20	48	17	23	
Carbon. de soude.	65 [1]	»	»	146 [2]	»	»	[1] C^5O^6, Na^2O^2
Sulfate de soude.	53	»	135	34	74	51	[2] CO^2 Na O.
Sulfate de potasse.	76	50	»	»	»	»	
Azotat. de potasse.	»	»	38	»	40	41	
Azotate de soude.	»	94	»	»	45	39	
Azot. de magnésie.	»	52	»	»	»	»	
Silicate de potasse.	»	»	»	44	»	»	Si O^3, KO.
	1367	2544	2317	1346	1820	2302	

Indépendamment de ces matières solides, ces eaux renfermaient des proportions variables de gaz acide carbonique, d'azote et d'oxygène, et de matières organiques. M. Deville appelle l'attention des chimistes sur l'importance du chiffre de l'acide silicique dans la plupart des eaux potables, et sur le rôle que cet agent, associé à la matière azotée des eaux, joue dans la fertilisation des prairies. Il insiste aussi sur le rôle tout à fait semblable que l'on doit faire jouer aux azotates, dans l'action de l'eau, comme engrais.

Les eaux de *puits* sont surtout riches en sels calcaires. Les unes, comme les eaux de puits de Paris, sont *séléniteuses* et contiennent la plus grande partie de leur chaux à l'état de sulfate; les autres renferment du carbonate de chaux dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique; les premières ne se troublent pas par l'ébullition, les autres laissent déposer du carbonate de chaux. On rend les eaux séléniteuses propres à la cuisson des légumes et au savonnage, en les traitant par le carbonate de soude, qui transforme le sulfate de chaux en carbonate de chaux insoluble et en sulfate de soude soluble; quant aux eaux carbonatées, il suffit, pour atteindre le même but, de les faire bouillir pour

chasser l'excès d'acide carbonique, et précipiter le carbonate de chaux.

L'eau *distillée* pèse sur l'estomac, parce qu'elle est privée d'air et de sels. L'eau de *pluie* est celle qui approche le plus de l'état de pureté. Chaptal a observé que celle qui accompagne les orages est plus mélangée que celle d'une pluie douce, et que cette dernière devient plus pure pendant la durée de la pluie.

D'après Liebig, l'eau de pluie contient des traces d'acide carbonique, de carbonate d'ammoniaque, de chlorure de sodium; celle qui accompagne les orages renferme, en outre, des atomes d'acide azotique et d'azotates. Liebig n'a jamais décelé la présence de ces corps azotés dans l'eau de pluie ordinaire.

L'eau qui coule dans le sein de la terre forme des incrustations de différents sels, tantôt à l'intérieur des canaux qui la reçoivent, tantôt autour des corps organisés qui y sont plongés.

Les *usages* de l'eau solide, liquide, et à l'état de vapeur, sont tellement nombreux et si généralement connus, que je crois inutile de les énumérer.

DU BIOXYDE D'HYDROGÈNE. Équivalent = 212,5.

Le bioxyde d'hydrogène (1), découvert en 1818 par M. Thénard, est toujours le produit de l'art.

Il est incolore, inodore ou presque inodore; il coule lorsqu'on le verse dans l'eau ordinaire, comme une sorte de sirop, quoiqu'il y soit très-soluble. Appliqué sur l'épiderme, il le blanchit et y détermine des picotements; la peau elle-même peut être attaquée et détruite. Il blanchit la langue; il épaissit la salive, et produit, sur l'organe du goût, une sensation semblable à celle de l'émétique; il détruit peu à peu la couleur des papiers de tournesol et de curcuma, qu'il blanchit: sa densité est de 1,452, celle de l'eau étant représentée par l'unité; je suppose toutefois que l'oxygénation de l'eau ait été portée à son maximum, c'est-à-dire que l'on ait fait absorber à ce liquide 616 fois son volume d'oxygène.

Lorsqu'on *chauffe* du bioxyde d'hydrogène, il se réduit en eau et en gaz oxygène : mais à mesure que la proportion d'eau désoxygénée aug-

---

(1) On désigne aussi ce bioxyde sous le nom d'*eau oxygénée ;* cependant ces deux mots ne sont pas synonymes : le bioxyde d'ydrogène est l'eau saturée d'oxygène, celle qui en contient 616 fois son volume (HO^2) ; tandis qu'on donne le nom d'*eau oxygénée* à l'eau qui renferme 6, 20, 30, 200, etc., volumes de gaz.

mente, par rapport à celle de l'eau qui ne l'est pas encore, la décomposition se ralentit; ce qui prouve que les deux oxydes tendent à rester unis. La température nécessaire pour décomposer l'*eau oxygénée* varie suivant que l'eau est plus ou moins oxygénée; il serait dangereux de chauffer à 100° dans un vase à col étroit 0,5 grammes d'eau très-oygénée. Le bioxyde d'hydrogène peut rester liquide pendant trois quarts d'heure lorsqu'on l'expose à un froid de 30°. Il se décompose en grande partie dans l'*obscurité* ou à la *lumière* diffuse, si la température est à 10° ou 12° + 0, tandis que la décomposition est très-faible à zéro. La décomposition est encore assez lente à la lumière directe. La *pile électrique* agit sur le bioxyde d'hydrogène comme sur l'eau, si ce n'est qu'il se dégage beaucoup plus d'oxygène au pôle positif.

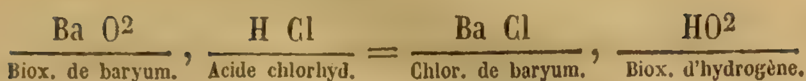
Le *soufre*, le *bore*, l'*iode* et le *phosphore*, n'ont pas d'action ou agissent à peine sur le bioxyde d'hydrogène. Le *charbon* de bois finement pulvérisé ramène subitement ce bioxyde à l'état de protoxyde ou d'eau; l'oxygène se dégage à l'état de gaz; il y a élévation de température, et l'action est très-vive. Il en est de même de l'argent, du platine, de l'or, du plomb, du bismuth, du bioxyde de manganèse, des hydrates alcalins; ces différents corps n'éprouvent eux-mêmes aucune altération; plus ils sont divisés, mieux ils agissent. Ces faits ont démontré pour la première fois *qu'il existe des corps qui peuvent produire des réactions chimiques par leur seule présence, sans rien céder ni rien prendre aux substances dont ils déterminent la décomposition* (voy. p. 9).

Lorsqu'on expose au vide séché par l'acide sulfurique un mélange de bioxyde d'hydrogène et d'*eau*, il s'évapore, dans les premiers temps, une quantité plus considérable d'eau que de bioxyde; ce qui prouve que la tension de celui-ci est beaucoup plus faible que celle de l'eau.

Caractères distinctifs du bioxyde d'hydrogène. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur le bioxyde de manganèse.

L'*eau oxygénée* est employée pour préparer certains oxydes métalliques, que l'on n'obtiendrait pas sans ce liquide. M. Thénard a vu qu'il était possible de restaurer, au moyen de l'eau faiblement oxygénée, des dessins noircis par le blanc de plomb qui aurait été transformé en sulfure noir : en effet, l'eau oxygénée change rapidement ce sulfure en sulfate de plomb blanc.

Préparation. On obtient le bioxyde d'hydrogène en traitant le bioxyde de baryum par de l'acide chlorhydrique refroidi à + 4° ou 5°; il se forme du chlorure de baryum et de l'oxygène, qui, à l'état naissant, se combine avec l'eau;



$$\underbrace{Ba\,O^2}_{\text{Biox. de baryum.}},\ \underbrace{H\,Cl}_{\text{Acide chlorhyd.}} = \underbrace{Ba\,Cl}_{\text{Chlor. de baryum.}},\ \underbrace{HO^2}_{\text{Biox. d'hydrogène.}}$$

Si l'on verse de l'acide sulfurique dans la dissolution, on précipite le baryum à l'état de sulfate insoluble, et l'acide chlorhydrique se reforme au sein de la liqueur; en effet, l'eau de l'acide sulfurique se décompose en oxygène qui oxyde le baryum et en hydrogène qui s'unit au chlore du chlorure de baryum. On sépare le sulfate de baryte par la filtration, et l'on recommence en faisant dissoudre dans la liqueur filtrée une nouvelle quantité de bioxyde de baryum, jusqu'à saturation complète de l'acide chlorhydrique. On précipite de nouveau la baryte de cette liqueur par l'acide sulfurique. Lorsqu'on a répété un certain nombre de fois ces opérations, on obtient une liqueur assez chargée de *bioxyde d'hydrogène,* mais elle renferme de l'acide chlorhydrique dont il faut la débarrasser. Pour cela on la traite par du sulfate d'argent bien pur; il se produit du sulfate de baryte et du chlorure d'argent, qui sont insolubles, et la liqueur filtrée reste pure : ce n'est plus qu'un mélange d'eau et d'eau oxygénée, dont on pourra séparer l'eau par le moyen du vide et de l'acide sulfurique. (Voy. *Annales de chimie,* 1818.)

On peut aussi avoir recours au procédé suivant, qui est d'un usage plus simple : après avoir saturé une première fois la dissolution d'acide chlorhydrique avec du bioxyde de baryum, on ajoute une nouvelle quantité d'acide chlorhydrique concentré, puis une seconde dose d'oxyde de baryum, qui donne une nouvelle quantité de bioxyde d'hydrogène et de chlorure de baryum; en exposant la dissolution à une température très-basse, une grande partie du chlorure de baryum cristallise; on le sépare en décantant la liqueur dans un autre vase. On ajoute de nouveau de l'acide chlorhydrique, puis du bioxyde de baryum, et ainsi de suite. On parvient de la sorte à obtenir une liqueur très-chargée de bioxyde d'hydrogène, et ne renfermant jamais que la quantité de chlorure de baryum qu'elle peut tenir en dissolution à une très-basse température. Cette quantité n'est pas considérable, si l'on a soin de plonger à la fin la dissolution dans un mélange réfrigérant formé de glace pilée et de chlorure de sodium dans lequel la température s'abaisse jusqu'à — 10°. Pour séparer le chlorure de baryum qui reste dans la liqueur, on ajoute, par petites portions, du sulfate d'argent qui précipite à la fois le chlore à l'état de chlorure d'argent et le baryum à l'état de sulfate de baryte. On sépare ces précipités, et l'on évapore la liqueur sous le récipient de la machine pneumatique. (Regnault.)

DES COMPOSÉS DE SOUFRE ET D'OXYGÈNE.

Ces composés sont au nombre de sept, savoir :

L'acide hyposulfureux	=	SO ou S^2O^2
L'acide sulfureux	=	SO^2
L'acide sulfurique	=	SO^3

Les quatre acides constituant la série *thionique* (de θεῖον, soufre) contiennent tous une même quantité d'oxygène, tandis que les équivalents de soufre augmentent comme les nombres 3, 4 et 5. Ces acides sont :

L'acide dithionique	S^2O^5	(acide hyposulfurique de Gay-Lussac et Welter).
L'acide trithionique	S^3O^5	(acide sulfhyposulfurique de Langlois).
L'acide tétrathionique	S^4O^5	(acide hyposulfur. bisulfuré de Fordos et Gélis).
L'acide pentathionique	S^5O^5	(acide découvert encore par MM. Fordos et Gélis).

Les acides de la série *thionique* ont entre eux la plus grande analogie; tous les quatre saturent un équivalent de base et forment des sels neutres solubles; le rapport de l'oxygène de l'acide à celui de la base est de 5 : 1. Ils sont peu stables. Leurs dissolutions aqueuses ne troublent pas les sels de baryte; elles ne peuvent être concentrées sans altération. M. Wackenroder dit avoir découvert un huitième acide; j'en parlerai à la page 135.

DE L'ACIDE HYPOSULFUREUX. SO ou S^2O^2. Équival. = 300.

L'acide hyposulfureux n'a pu être isolé jusqu'à présent; aussitôt qu'on le sépare de ses combinaisons salines, il se décompose en soufre et en acide sulfureux. On ne peut donc l'étudier qu'à l'état de sel. Il prend naissance quand on sature de soufre du sulfite neutre de soude, quand on traite par l'acide sulfureux le sulfhydrate de soude, ou quand ce sulfhydrate s'oxyde en présence de l'air. (Voy. *Hyposulfites.*)

Il est formé de 66,66 de soufre et de 33,34 d'oxygène.

DE L'ACIDE DITHIONIQUE (HYPOSULFURIQUE). S^2O^5. Équival. = 900.

L'acide *hyposulfurique,* découvert en 1819, par MM. Welter et Gay-Lussac, est liquide, inodore, d'une saveur franchement acide.

Placé dans le vide de la machine pneumatique, à la température de 10° + 0, il se concentre, sans se volatiliser sensiblement; parvenu à la densité de 1,347, il commence à se décomposer, et se transforme en acide

sulfureux qui se dégage, et en acide sulfurique qui reste. Pour que cette expérience ait un plein succès, il faut également introduire sous le vide et dans une autre capsule de l'acide sulfurique concentré, qui absorbe la vapeur aqueuse à mesure qu'elle se forme. Il se change également en acide sulfureux et en acide sulfurique, lorsqu'on l'expose à l'action de la chaleur du bain-marie.



$$S^2 O^5 = SO^3, SO^2.$$

Le chlore, l'acide azotique concentré, et le sulfate rouge de manganèse, ne l'altèrent point à froid. Il forme des sels solubles avec la baryte, la chaux, la strontiane, les oxydes de plomb et d'argent, et probablement avec toutes les bases. Il dissout le zinc avec dégagement d'hydrogène sans se décomposer.

Caractères distinctifs (voy. p. 135).

Il est formé de 44,44 de soufre et de 55,56 d'oxygène. Il est sans usages.

Préparation. On fait passer du gaz acide sulfureux dans de l'eau tenant en suspension du bioxyde de manganèse, et l'on obtient une dissolution neutre de sulfate et d'hyposulfate de manganèse; on y verse un excès de sulfure de baryum, qui forme du sulfate insoluble et de l'hyposulfate soluble; ce sulfure est préférable à la baryte, dont s'étaient servis MM. Gay-Lussac et Welter, parce que celle-ci ne peut séparer complétement l'oxyde de manganèse; on filtre, et l'on fait passer un courant de gaz acide carbonique pour saturer l'excès de baryte qui se précipite à l'état de carbonate; on filtre de nouveau, et l'on fait évaporer pour chasser l'excès d'acide carbonique, et pour obtenir l'hyposulfate de baryte cristallisé. Il suffit de décomposer ce sel par l'acide sulfurique pour avoir l'acide hyposulfurique liquide.



DE L'ACIDE HYPOSULFURIQUE MONOSULFURÉ (TRITHIONIQUE).

$S^3 O^5$. Équivalent = 1100.

Il a été découvert en 1841 par M. Langlois, il est le produit de l'art. Il ressemble par toutes ses propriétés au précédent; toutefois, lorsqu'il se décompose par l'action d'une douce chaleur, il fournit de l'acide sulfureux et ne donne qu'un équivalent de soufre pour un équivalent d'acide sulfurique.



$$S^3 O^5 = SO^2, SO^3, S.$$

Il précipite en noir l'azotate de protoxyde de mercure, tandis que les acides plus sulfurés de la série *thionique* précipitent en jaune par ce réactif.

Il est formé de 54,54 de soufre et de 45,46 d'oxygène.

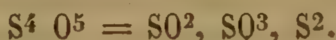
Préparation. On décompose l'hyposulfate monosulfuré de potasse par l'acide perchlorique, qui précipite la potasse et laisse l'acide dans la liqueur. On obtient cet hyposulfate en faisant bouillir du sulfite neutre de potasse avec du soufre pur, et en soumettant l'hyposulfite produit à l'action du gaz acide sulfureux. (Plessy, *Ann. de chim. et de phys.*, juin 1844.) M. Langlois avait proposé, pour préparer ce sel, de faire réagir à une température un peu inférieure à celle de l'ébullition une solution concentrée de bisulfite de potasse sur du soufre pur, jusqu'à ce que la couleur jaune du liquide eût disparu; on filtrait, on évaporait, et par le refroidissement, on obtenait des cristaux d'hyposulfate monosulfuré de potasse, mélangés de soufre.

DE L'ACIDE HYPOSULFURIQUE BISULFURÉ (TÉTRATHIONIQUE). S^4O^5. Équivalent = 1300.

Il a été découvert en 1842 par MM. Fordos et Gélis; il est le produit de l'art.

Il est liquide, incolore et inodore, d'une saveur acide très-prononcée.

On peut l'amener à un degré assez avancé de concentration sans le décomposer; néanmoins il n'a que peu de stabilité, et même, à la température ordinaire, ses éléments subissent peu à peu une dissociation de laquelle résultent de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique, et deux équivalents de soufre :



$$S^4O^5 = SO^2, SO^3, S^2.$$

Les acides sulfurique et chlorhydrique étendus ne l'altèrent pas; l'acide azotique, au contraire, le détruit avec rapidité et en précipite du soufre. Il ne trouble pas les dissolutions de fer, de zinc, de cuivre et de plomb.

Il est formé de 61,54 de soufre et de 38,46 d'oxygène.

Préparation. On met de l'hyposulfite de baryte en suspension dans l'eau, et on y ajoute peu à peu de l'iode, jusqu'à ce que le mélange commence à se colorer. L'iode et l'hyposulfite disparaissent rapidement l'un et l'autre, et se transforment en iodure de baryum et en *hyposulfate bisulfuré de baryte ;* cependant ce dernier sel, ne trouvant plus assez d'eau pour rester dissous, se dépose peu à peu, et la liqueur tout entière finit par se prendre en masse. Celle-ci est traitée par l'alcool, jusqu'à ce qu'elle ait été complétement dépouillée de l'excès d'iode libre et de l'iodure de baryum qu'elle renfermait. Le nouveau sel se présente sous forme d'une poudre blanche cristalline, qu'il ne s'agit plus que de dissoudre dans

une petite quantité d'eau qu'on abandonne à une évaporation spontanée; il s'en dépose de beaux cristaux d'hyposulfate *bisulfuré* de baryte. On les obtient plus facilement encore en ajoutant de l'alcool absolu à la dissolution aqueuse concentrée; du soir au lendemain, les cristaux se forment et se déposent. Pour en isoler l'acide, on les décompose par la quantité d'acide sulfurique strictement nécessaire pour précipiter toute la baryte, en prenant la précaution d'opérer sur des liqueurs étendues de beaucoup d'eau, afin d'éviter une élévation de température qui pourrait altérer l'acide.

DE L'ACIDE PENTATHIONIQUE. $S^5 O^5$. Équivalent = 500.

Cet acide se distingue de l'acide hyposulfureux, avec lequel il est isomère, parce qu'il forme des sels beaucoup moins solubles dans l'eau que les hyposulfites, et en outre, parce que les pentathionates sont sans action sur l'iode. Il a été obtenu par MM. Fordos et Gélis, en faisant réagir l'eau sur les chlorures de soufre.

Il est formé de 66,67 de soufre et de 33,33 d'oxygène.

M. Wackenroder a décrit, sous le nom d'acide *pentathionique,* un acide qu'il obtient en sursaturant l'acide sulfureux par l'acide sulfhydrique et en mettant en digestion le liquide laiteux et filtré avec du cuivre métallique légèrement oxydé, ce qui permet d'obtenir un liquide limpide. On enlève l'excès de cuivre par l'acide sulfhydrique, et l'on chasse l'excès de ce dernier à l'aide d'une douce chaleur. Cet acide *pentathionique* est incolore, inodore et d'une saveur à la fois très-acide et amère. Il ne s'altère pas à la longue. On peut le concentrer à une douce chaleur jusqu'à ce qu'il ait une densité de 1,37; mais il se décompose à une plus forte chaleur avec dégagement d'acide sulfhydrique, puis d'acide sulfureux. Il reste un composé d'acide sulfurique et de soufre. Il forme des sels solubles avec le baryte et le protoxyde de plomb. Le chlore et les acides sulfurique et azotique concentrés le décomposent. (*Journal de pharmacie,* juin 1847.)

Caractères distinctifs des acides de la série thionique. Lorsqu'on les soumet à l'action d'une douce chaleur, ils donnent, savoir : l'acide *dithionique,* de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique; l'acide *trithionique,* ces mêmes acides et un équivalent de soufre; l'acide *tétrathionique,* ces mêmes acides et deux équivalents de soufre.

DT L'ACIDE SULFUREUX. SO^2. Équivalent = 400.

Lorsque l'on combine directement l'oxygène et le soufre, on obtient un volume d'acide sulfureux qui représente sensiblement le volume d'oxygène employé.

Cet acide existe rarement dans la nature; on ne le trouve guère qu'aux environs des volcans, là où le soufre brûle. Obtenu par l'art, il est gazeux ou liquide.

Gaz acide sulfureux. — Il est incolore, élastique, transparent, non permanent, doué d'une saveur forte, désagréable, d'une odeur suffocante qui le *caractérise;* en effet, elle est la même que celle du soufre enflammé; son poids spécifique est de 2,247; il fait passer d'abord au rouge, puis au jaune-paille, la couleur du tournesol; toutefois, d'après Berzelius, il ne rougirait le tournesol qu'autant qu'il contiendrait un peu d'acide sulfurique.

Il est indécomposable par le *calorique.* Lorsque, après avoir été desséché, il est refroidi à — 15° c., il se liquéfie (voy. pag. 140), et fournit l'acide sulfureux liquide anhydre; à 100° c. au-dessous de zéro, il se solidifie (Faraday). Si le gaz acide sulfureux n'était pas bien desséché, et qu'on le soumît à l'action d'un mélange frigorifique, il se condenserait en cristaux blancs, SO^2, 9 HO, qui sont des prismes rhomboïdaux (Delarive). M. Pierre obtient facilement ces cristaux en entourant de glace pilée un vase contenant une dissolution concentrée d'acide sulfureux, dans laquelle on fait passer un courant de gaz sulfureux. M. Doepping est parvenu, de son côté, à avoir des cristaux cubiques monohydratés SO^2, HO. (Voy. *Journal de pharmacie,* novembre 1848.)

Le *fluide électrique* agit sur lui comme sur l'acide sulfurique.

Il *n'éprouve* aucune altération de la part du gaz *oxygène sec,* et si l'on parvient à le combiner avec lui et à en faire de l'acide sulfurique, c'est à l'aide de l'éponge de platine à une chaleur rouge ou par d'autres moyens plus compliqués dont je parlerai à la page 144.

Aucune des substances *simples* non métalliques n'agit sur lui à froid; cependant il en est un certain nombre qui le décomposent complétement à une température rouge. Le *soufre,* le *sélénium,* le *brome,* l'*iode* et l'*azote,* n'agissent point sur lui s'il est sec. Quand il est humide, le chlore, le brome et l'iode, décomposent l'eau, et il se forme de l'acide sulfurique et des acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique. Le *chlore* et l'acide sulfureux gazeux, exposés à la lumière solaire, se combinent et donnent de l'acide chlorosulfurique (Regnault) = SO^2 Cl; il suffit de traiter cet acide par l'eau pour le transformer en acide sulfurique SO^3, et en acide chlorhydrique H Cl. Le *bore* n'a pas été mis en contact avec le gaz acide sulfureux; il est probable qu'il peut aussi s'emparer de son oxygène. A une température rouge, le *charbon* le décompose, se combine avec son oxygène, et met le soufre à nu. On ne connaît pas l'action qu'exerce sur lui le *phosphore.*

Le gaz *hydrogène* lui enlève son oxygène, forme de l'eau, et le soufre est mis à nu; lorsque ce gaz est en excès, et que la température n'est pas très-élevée, on obtient du gaz acide sulfhydrique (hydrogène et soufre).

Il n'est pas altéré par l'*air* parfaitement sec, et il n'y répand pas de vapeurs.

L'*eau* à la température de 20°, et à la pression de 76 centimètres, peut dissoudre 50 fois son volume de gaz acide sulfureux; un fragment de glace introduit dans une cloche remplie de ce gaz, disposée sur la cuve à mercure, ne tarde pas à se liquéfier.

Dissolution du gaz acide sulfureux dans l'eau. Lorsqu'il est concentré, il a la même saveur et la même odeur que le gaz; il s'affaiblit par l'action de la chaleur, qui en dégage presque tout l'acide. L'*iode* le transforme en acide sulfurique, et passe à l'état d'acide iodhydrique; d'où l'on voit que l'eau de l'acide sulfureux est décomposée par le concours de deux forces, savoir, l'affinité de l'iode pour l'hydrogène, et celle de l'acide sulfureux pour l'oxygène. Il en est de même du *chlore;* en effet, en vertu des mêmes forces, il se forme de l'acide sulfurique d'une part, et de l'acide chlorhydrique de l'autre. Mis en contact avec le gaz *oxygène,* il l'absorbe et passe à l'état d'acide sulfurique; il agit de même sur l'*air atmosphérique.*

Stahl considéra le premier ce gaz comme un corps particulier.

Caractères distinctifs. 1° Il est gazeux et incolore; 2° il a une odeur *sui generis,* celle du soufre qui brûle; 3° il est assez soluble dans l'eau; 4° il forme avec l'acide sulfhydrique non desséché de l'eau, et le soufre appartenant aux deux acides se précipite.

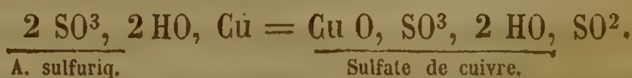
Il est formé de 50 de soufre et de 50 d'oxygène.

Usages de l'acide sulfureux. On emploie le gaz acide sulfureux pour désinfecter les vêtements et l'air des espaces circonscrits non habités; quelques expériences tendent à prouver qu'il doit être préféré au chlore et au vinaigre pour désinfecter les lettres qui viennent des endroits pestiférés; il sert à blanchir la soie, la laine et la colle de poisson, substances qui seraient jaunies par le chlore. Il décolore la plupart des matières colorantes, sans les détruire; il enlève les taches de fruit sur le linge. Le docteur J. Davy a proposé l'usage d'une faible dissolution aqueuse d'acide sulfureux pour conserver les préparations anatomiques (*Journ. de chim. méd.*, novembre 1829).

Action sur l'économie animale. Ce gaz doit être regardé comme un excitant énergique; il irrite les surfaces avec lesquelles il est mis en contact, et détermine l'éternument, le larmoiement, la toux, la suffo-

cation, etc., suivant qu'il est appliqué sur la membrane pituitaire, sur la conjonctive, ou qu'il pénètre dans les bronches. Son impression sur la peau est moins vive que sur les autres tissus. S'il est pur, il peut déterminer l'empoisonnement et la mort. Le gaz acide sulfureux mêlé à l'air constitue les fumigations sulfureuses, dont l'emploi devient si général dans les maladies cutanées chroniques : les gales les plus invétérées cèdent à ce traitement, qui n'exige du reste aucune sorte de régime; certaines affections pédiculaires, des dartres, même héréditaires, des pustules syphilitiques, le prurigo, la teigne, invétérés et regardés comme incurables, ont souvent été guéris par ces fumigations; des douleurs sciatiques, arthritiques et rhumatismales chroniques, des paralysies locales, des engorgements scrofuleux, ont été combattus avec le plus grand succès par ce médicament. On peut l'employer dans les amauroses commençantes, dans les défaillances, les syncopes et les asphyxies. A l'extérieur, on se sert de l'acide sulfureux dissous dans l'eau, en lotions, dans les maladies de la peau et les ulcères atoniques.

Préparation. On peut obtenir le gaz sulfureux en combinant le soufre directement avec l'oxygène; mais comme ce moyen présente quelques difficultés pour obtenir le gaz dans un état de pureté parfaite, il est plus simple de désoxygéner l'acide sulfurique au moyen d'un corps avide d'oxygène : ainsi on introduit dans un ballon, auquel on adapte un tube recourbé, de l'acide sulfurique concentré et du cuivre; on met quelques charbons sous le ballon pour déterminer la réaction de l'acide sur le métal; dès que celle-ci est établie, on enlève tous les charbons pour éviter un dégagement de gaz trop rapide; on recueille le gaz dans des cloches remplies de mercure, parce qu'il est assez soluble dans l'eau; il reste dans la fiole un sel bleu composé d'acide sulfurique et de bioxyde de cuivre; d'où il suit qu'une portion de l'acide a été décomposée et transformée en oxygène et en gaz acide sulfureux.



$$\underbrace{2\,SO^3,}_{\text{A. sulfuriq.}}\ 2\,HO,\ Cu = \underbrace{Cu\,O,\ SO^3,\ 2\,HO,}_{\text{Sulfate de cuivre.}}\ SO^2.$$

Il se produit aussi du sulfure de cuivre. (Voy. *Cuivre, Action de l'acide sulfurique.*)

On peut obtenir la dissolution du gaz dans l'eau avec le même appareil que celui dont on se sert pour préparer le chlore (voy. pl. 3, fig. 1re). Si l'on employait de la paille ou du charbon, au lieu de cuivre, le gaz obtenu contiendrait de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, et des traces de carburé d'hydrogène, par suite de la décomposition de l'acide sulfurique en oxygène et en acide sulfureux. Si l'on chauffait très-for-

tement le mélange d'acide sulfurique et de charbon, une partie de l'acide serait *entièrement* décomposée par le charbon, et il se sublimerait du soufre.

Acide sulfureux liquide anhydre (privé d'eau). — Acide entrevu et annoncé par M. Faraday, mais décrit pour la première fois par M. Bussy en 1824. Il est incolore, transparent, d'une odeur très-forte; son poids spécifique est de 1,45. Il entre en ébullition à 10° — 0; cependant il est facile de le conserver à la température ordinaire, même pendant un temps assez long, parce que la portion qui se volatilise détermine un froid assez considérable pour abaisser la température du reste au-dessous du point d'ébullition. Il se congèle à — 100°, froid produit par le mélange d'éther et d'acide carbonique solide. Mis sur la main, il y produit un froid des plus vifs et se volatilise complétement. Si on le verse peu à peu dans l'eau, à la température ordinaire, il se volatilise en partie, donne lieu à une espèce d'effervescence, et la surface de l'eau se couvre d'une croûte assez épaisse de glace; il est évident que dans cette expérience la portion d'acide volatilisé a enlevé assez de calorique à l'eau pour la faire passer à l'état solide. Lorsqu'on met une petite quantité de mercure dans un verre de montre, avec de l'acide sulfureux anhydre, que l'on fait évaporer sous le récipient de la machine pneumatique où l'on fait le vide, on voit le mercure se solidifier au bout de quatre ou cinq minutes, phénomène qui tient encore à la rapidité avec laquelle l'acide sulfureux anhydre se volatilise dans le vide, et à ce qu'il absorbe une grande quantité de calorique au mercure. L'alcool à 33 degrés peut être congelé en le plaçant dans une petite boule entourée de coton, que l'on plonge dans l'acide sulfureux anhydre, et que l'on met ensuite sous le récipient de la machine pneumatique, où l'on fait le vide. L'alcool absolu et l'éther n'ont pas encore pu être congelés.

S'il est projeté dans une capsule de platine *chauffée au rouge,* il prend la forme sphéroïdale, et ne se volatilise pas sensiblement; il suffit d'ajouter de l'eau pour congeler instantanément celle-ci. Cette expérience curieuse, à l'aide de laquelle on produit de la glace dans un vase incandescent, s'explique facilement par la rapidité avec laquelle l'acide sulfureux refroidi par l'eau se vaporise, en enlevant le calorique à cette eau. On peut aussi *congeler le mercure* dans des conditions analogues.

Usages. Jusqu'à présent on n'a employé l'acide sulfureux anhydre que pour liquéfier plusieurs fluides élastiques, tels que le chlore, le cyanogène, le gaz ammoniac; il suffit pour cela de faire passer l'un ou l'autre de ces gaz bien secs dans un tube portant à sa branche horizontale une boule de verre mince, et dont la branche verticale plonge dans

une éprouvette contenant du mercure; la boule est entourée de coton sur lequel on verse quelques gouttes d'acide sulfureux. Le froid produit par la volatilisation de cet acide est tellement intense, que le gaz contenu dans la boule ne tarde pas à se liquéfier; le cyanogène a pu même être solidifié.

Préparation de l'acide sulfureux anhydre. On met dans un matras ou dans une cornue le cuivre et l'acide sulfurique nécessaires pour dégager du gaz acide sulfureux; on fait passer ce gaz dans une éprouvette entourée de glace fondante, pour condenser la majeure partie de l'eau qu'il pourrait entraîner; ensuite il passe dans un long tube rempli de fragments de chlorure de calcium fondu; enfin il se rend dans un matras entouré d'un mélange réfrigérant, composé de deux parties de glace et d'une partie de sel marin : là, le gaz sulfureux se liquéfie à la simple pression de l'atmosphère.

DE L'ACIDE SULFURIQUE. SO^3. Équivalent = 500.

L'acide sulfurique existe sous deux états : 1° combiné avec l'eau, et alors il est liquide; 2° anhydre ou privé d'eau.

Acide sulfurique liquide hydraté. Il peut être monohydraté = SO^3, HO; bihydraté = $SO^3, 2\,HO$; trihydraté = $SO^3, 3\,HO$. Il a été trouvé dans plusieurs grottes, dans les environs de certains volcans, et dans quelques eaux minérales; mais le plus ordinairement il existe à l'état de sulfate uni à la chaux, à la potasse, à la soude, etc.

S'il est pur et *monohydraté* (1), il est incolore, inodore, d'une consistance oléagineuse et d'une saveur acide très-forte; son poids spécifique est plus grand que celui de l'eau : le plus concentré pèse 1,842 à 15° + 0°, et marque 66 degrés à l'aréomètre de Baumé. Il noircit et désorganise la majeure partie des substances végétales et animales.

Soumis à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, il bout à 310° c., et peut être distillé (voy. p. 148, pour la manière de le distiller). Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine incandescent, il se décompose, et se transforme en deux volumes de gaz acide sulfureux et en un volume d'oxygène. Si, au lieu de le chauffer, on le refroidit, il se

---

(1) L'acide *bihydraté* s'obtient en mêlant un équivalent d'eau à un équivalent d'acide monohydraté; sa densité à 15° est de 1,78; à + 4° il donne de beaux cristaux volumineux et transparents; à 200° il perd un équivalent d'eau, et passe à l'état d'acide monohydraté.

L'acide *trihydraté* contient un équivalent d'acide monohydraté et deux équivalents d'eau.

congèle et cristallise à — 34°, propriété qu'il doit à l'eau qui entre dans sa composition : ce phénomène a même lieu à 4° au-dessus de zéro lorsque l'acide est étendu d'un équivalent d'eau. L'acide, qui, au lieu de marquer 66 degrés à l'aréomètre, en marque seulement 62, cristallise à zéro, et reste solide pendant deux ou trois mois à quelques degrés au-dessus de zéro. La *lumière* ne lui fait éprouver aucune altération. Il est décomposé par la pile *électrique;* le soufre se rend au pôle négatif, et l'oxygène se combine avec un peu d'acide sulfurique et avec le fil de platine qui représente le pôle positif. Le gaz *oxygène* est sans action sur l'acide sulfurique.

Le *soufre* n'agit pas sur lui à froid; à 200° c., il lui enlève assez d'oxygène pour le faire passer et pour passer lui-même à l'état de gaz acide sulfureux.



$$\underbrace{S}_{\text{Soufre.}},\ \underbrace{2\,SO^3\,HO}_{\text{Acide sulfurique.}} = \underbrace{3\,SO^2}_{\text{Acide sulfureux.}},\ \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}}$$

Le *sélénium* est dissous par l'acide sulfurique; la dissolution est d'un très-beau vert, et laisse précipiter du sélénium rouge par l'addition de quelques gouttes d'eau. Le *bore* décompose probablement l'acide sulfurique.

Si l'on fait chauffer, dans une petite fiole, du *charbon* pulvérisé et de l'acide sulfurique concentré, celui-ci perd une partie de son oxygène, se transforme en gaz acide sulfureux, facile à reconnaître à son odeur piquante, qui est la même que celle du soufre enflammé, et le charbon passe à l'état de gaz acide carbonique ou d'oxyde de carbone, selon la température.

Le *chlore,* le *brome,* l'*iode* et l'*azote,* ne décomposent point cet acide.

Le gaz *hydrogène* ne le décompose qu'à une température élevée, par exemple dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, et il se forme alors de l'eau et du gaz acide sulfureux; quelquefois aussi il y a du soufre mis à nu. Lorsque le gaz hydrogène est en excès, et que la température n'est pas très-élevée, il se produit du gaz acide sulfhydrique, au lieu d'acide sulfureux.

Le *phosphore,* à la température de 100° à 150°, enlève également à l'acide sulfurique une partie de son oxygène, le fait passer à l'état de gaz acide sulfureux, et se transforme en acide phosphoreux ou phosphorique.

L'acide sulfurique, concentré et pur, exposé à l'*air,* en attire l'humidité et s'affaiblit; il peut absorber jusqu'à 15 fois son poids d'eau, il change en outre de couleur, brunit et finit par noircir. Ce phénomène

dépend de ce qu'il absorbe et charbonne les particules des matières organiques suspendues dans l'atmosphère.

Si l'on mêle parties égales d'*eau* et d'acide sulfurique concentré, la température s'élève à 84°; 4 parties du même acide et une partie d'eau font monter le même thermomètre à 105°; dans l'un et dans l'autre cas, le volume du mélange diminue très-sensiblement, comme on peut s'en convaincre par l'expérience que je vais décrire; la contraction *maximum* est de 3 pour 100 du volume primitif; on l'obtient avec un équivalent d'acide monohydraté et deux équivalents d'eau.—*Expérience*. On introduit dans un tube de verre, long de 80 centimètres et bouché par l'une de ses extrémités, assez d'acide sulfurique concentré pour le remplir jusqu'à la moitié; le tube étant tenu perpendiculairement, on y verse de l'eau jusqu'à ce qu'il soit plein; on le bouche, et on le renverse de manière que le bouchon se trouve en bas; l'eau, plus légère que l'acide, ne tarde pas à s'élever; les deux liquides se mêlent et s'échauffent au point que le tube ne peut plus être tenu entre les mains: au bout de quelques minutes, on remarque, à la partie supérieure du tube, un espace vide qui prouve la diminution du volume des deux liquides, puisqu'il ne s'en est pas écoulé une seule goutte pendant l'expérience.

Le thermomètre monte encore de plusieurs degrés lorsqu'on mêle 4 parties d'acide concentré et une partie de glace pilée; il descend, au contraire, à 20° — 0, en mêlant 4 parties de glace et une partie d'acide: ce dernier phénomène dépend de ce que la glace absorbe beaucoup de calorique aux corps qui l'environnent, pour passer de l'état solide à l'état liquide. On explique par la grande affinité de l'acide sulfurique pour l'eau la coloration en noir du bois, de la paille, etc., traités par cet acide; en effet, une partie de l'hydrogène et de l'oxygène du bois, etc., se combinent pour former de l'eau, et laissent un charbon contenant encore, à la vérité, de l'hydrogène et de l'oxygène.

L'acide sulfurique, lors même qu'il est très-étendu, fait naître dans l'eau de baryte un précipité blanc composé d'acide sulfurique et de baryte, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique.

Caractères distinctifs de l'acide sulfurique. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur le charbon, sur l'eau et sur l'eau de baryte (voyez page 141).

Il est formé de 40,06 de soufre et de 59,94 d'oxygène.

Usages. L'acide sulfurique sert à préparer la plupart des acides, l'alun, la soude, l'éther, le sublimé corrosif, etc.; il est employé pour dissoudre l'indigo; les tanneurs s'en servent pour gonfler les peaux; enfin

il est d'un usage commun comme réactif. Ses propriétés médicales ont été exposées en parlant des acides en général; mais je dois ajouter qu'il est le plus astringent de tous, qu'il fait partie de l'eau de Rabel (voyez *Alcool*), qu'il entre pour un dixième dans une pommade résolutive dont on se sert avec succès dans les cas d'ecchymoses et dans les gales chroniques; enfin qu'il suffit de l'étendre de beaucoup d'eau pour avoir la *limonade minérale,* qui est une boisson fort agréable, et dont on peut tirer parti dans beaucoup de phlegmasies. C'est à tort qu'on l'a tant préconisé contre la colique des peintres.

Empoisonnement. L'acide sulfurique, même étendu d'une certaine quantité d'eau, est un poison énergique, dont l'action locale est des plus intenses, indépendamment de celle qu'il exerce par suite de son absorption (voy. ma *Médecine légale,* tome III, 4e édition). Pour déceler sa présence au milieu des matières vomies, ou de celles que l'on trouve après la mort dans le canal digestif, on fait bouillir pendant quelques instants ces matières, après les avoir étendues d'eau, afin de coaguler l'albumine qu'elles pourraient contenir; on filtre pour séparer le coagulum noirâtre qui s'est formé; la liqueur limpide et jaunâtre doit rougir fortement le tournesol et précipiter abondamment un sel soluble de baryte. On la fait évaporer jusqu'à ce qu'elle soit presque réduite à siccité; le produit de cette évaporation, *refroidi,* est agité avec de l'éther sulfurique dans un tube de verre pendant une ou deux minutes; l'éther dissout une certaine quantité d'acide sulfurique et n'attaque pas les sulfates que la liqueur évaporée pouvait contenir; on sépare la couche éthérée à l'aide d'un entonnoir et du doigt, et l'on fait évaporer l'éther à froid dans une petite capsule de porcelaine; il restera au fond de cette capsule une certaine quantité d'acide sulfurique que l'on dissoudra dans l'eau distillée et dont on constatera les caractères. On agirait de même, sauf la coagulation par le feu, s'il fallait démontrer la présence de ces acides dans le vinaigre. Le traitement par l'éther repose sur ce principe, que les *sulfates neutres et acides ne sont pas solubles* dans cet agent, tandis que l'éther dissout l'acide sulfurique *libre,* du moins en partie: or il importe de démontrer que les liqueurs suspectes *contiennent de l'acide sulfurique libre;* que pourrait-on conclure, en effet, de la précipitation, par un sel soluble de baryte, de la liqueur suspecte? Rien, car un sulfate soluble quelconque et non vénéneux se comporterait avec la baryte comme le fait l'acide sulfurique.

S'il s'agissait de découvrir cet acide dans des taches faites sur des draps noirs, bleus, etc., sur du feutre, du cuir, etc., il faudrait faire macérer les parties tachées dans l'eau distillée froide, et constater la

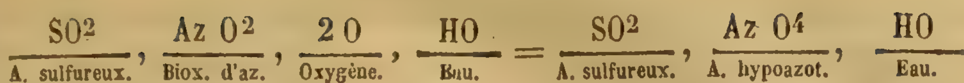
présence de l'acide dans la liqueur; mais ici il serait nécessaire de traiter comparativement par l'eau *un même poids* du drap, du feutre ou du cuir *non taché;* en effet, ces matières contiennent toutes ou de l'acide sulfurique libre ou un sulfate, lesquels fournissent, avec l'eau distillée, un liquide qui se comporte avec les sels de baryte comme le ferait l'acide sulfurique contenu dans la tache; mais la proportion de sulfate de baryte obtenue avec la partie tachée étant beaucoup plus considérable que celle que donnerait la partie *non tachée,* il serait aisé de résoudre le problème.

Le meilleur antidote de l'acide sulfurique est sans contredit la magnésie; mais en attendant qu'on puisse s'en procurer, il faut faire vomir en administrant de l'eau *albumineuse tiède,* qui est nauséeuse et qui forme, avec l'acide sulfurique, un composé blanc insoluble, beaucoup moins actif que l'acide.

Préparation. J'ai dit que le soufre ne pouvait absorber directement plus de deux équivalents d'oxygène, c'est-à-dire la quantité nécessaire pour le transformer en acide sulfureux : aussi ce n'est que par un moyen tout à fait détourné que l'on parvient à produire l'acide sulfurique.

Pour cela on se sert du gaz bioxyde d'azote, qui, au contact de l'air ou de l'oxygène pur, absorbe deux équivalents d'oxygène, qu'il peut céder facilement au gaz sulfureux humide, en le transformant ainsi en acide sulfurique, en même temps qu'il revient lui-même à son premier état de bioxyde d'azote.

On peut facilement se rendre compte, par l'expérience, de cette théorie, en faisant arriver en même temps, à l'aide de deux tubes recourbés, du gaz sulfureux d'une part, et du bioxyde d'azote de l'autre, dans un grand ballon *B* préalablement humecté et ouvert de manière à donner à l'air un libre accès (voy. pl. 6, fig. 2). Aussitôt que le bioxyde d'azote est en contact avec l'oxygène de l'air, il en absorbe deux équivalents, et passe à l'état d'acide hypoazotique, qui apparaît sous forme de vapeurs rouges. Cet acide hypoazotique cède à son tour ces deux équivalents d'oxygène à l'acide sulfureux en donnant naissance à une multitude de petits cristaux blancs, composés de bioxyde d'azote et d'acide sulfurique; ces cristaux, en contact avec l'humidité, se dissolvent et se transforment en bioxyde d'azote, lequel reprend l'état gazeux, et en acide sulfurique, qui se dissout dans l'eau; de manière que si l'on pouvait successivement offrir de nouvelles quantités d'oxygène à ce bioxyde d'azote, on pourrait s'en servir indéfiniment pour convertir l'acide sulfureux en acide sulfurique.



$$\underset{\text{A. sulfureux.}}{SO^2},\ \underset{\text{Biox. d'az.}}{Az\,O^2},\ \underset{\text{Oxygène.}}{2\,O},\ \underset{\text{Eau.}}{HO} = \underset{\text{A. sulfureux.}}{SO^2},\ \underset{\text{A. hypoazot.}}{Az\,O^4},\ \underset{\text{Eau.}}{HO}$$

Ce composé d'acide sulfureux, d'acide hypoazotique et d'eau, devient, sous l'influence de l'eau,



$$\underset{\text{Bioxyde d'azote.}}{Az\,O^2},\ \underset{\text{Acide sulfurique.}}{SO^3},\ \underset{\text{Eau.}}{HO}$$

c'est-à-dire de l'acide sulfurique hydraté et du gaz bioxyde d'azote; ce gaz, en contact avec une nouvelle quantité d'oxygène, se transforme de nouveau en acide hypoazotique $= Az\,O^4$, et peut servir comme précédemment à faire passer l'acide sulfureux à l'état d'acide sulfurique.

L'*appareil* dont on se sert dans l'industrie a subi de grandes améliorations depuis les premiers temps de sa découverte; tel qu'il existe aujourd'hui, il se compose d'un fourneau quadrangulaire en briques, dont la sole en fonte est chauffée au commencement du travail, afin d'élever la température du soufre qu'on y place jusqu'à ce qu'il puisse s'enflammer par un corps en ignition; dès cet instant, la chaleur qu'il dégage par sa propre combustion suffit pour le maintenir en incandescence; une porte, dont on peut diminuer ou augmenter à volonté l'ouverture, permet à une quantité déterminée d'air de venir convertir le soufre en gaz sulfureux à l'aide de son oxygène. Cet acide, à son tour, se dégage par une cheminée dont le diamètre est en rapport avec la quantité de gaz qui se produit, et va se rendre dans une petite chambre de plomb, haute de 5 mètres et large de 6 dans les deux sens, où il est mouillé par un jet de vapeur d'eau, qui est amené sous la pression de 0,15 à 0,20 centimètres de mercure, par un petit tube de plomb dont l'extrémité présente plusieurs trous extrêmement petits. De cette première chambre, les gaz passent dans une seconde de même capacité, dans laquelle on met à profit la propriété que possède l'acide sulfureux de transformer l'acide azotique en acide hypoazotique en absorbant un équivalent de son oxygène.



$$\underset{\text{Acide sulfureux.}}{SO^2},\ \underset{\text{Acide azotique.}}{Az\,O^5,\,HO} = \underset{\text{Acide sulfurique.}}{SO^3\,HO},\ \underset{\text{Acide hypoazotique.}}{Az\,O^4}$$

Cet acide azotique est envoyé du dehors et par intermittence dans une série de capsules en grès disposées de manière à pouvoir dégorger de l'une dans l'autre l'excès d'acide dont elles sont remplies, et à former

ainsi une espèce de cascade qui met sans cesse le gaz en contact avec le liquide (1).

Le sol de ces deux chambres est plus élevé que celui d'une troisième grande chambre, qui porte en hauteur 6 mètres 50 centimètres environ, et 25 mètres de longueur, dans laquelle le gaz sulfureux, mêlé d'un excès d'air, arrive avec l'acide hypoazotique provenant de la décomposition dont je viens de parler. La réaction que j'ai indiquée s'opère complétement dans cette chambre, où la condensation de l'acide sulfurique est encore favorisée par plusieurs jets de vapeur d'eau, qui, en même temps qu'ils apportent de l'humidité, produisent en outre, par l'effet de leur projection, un mouvement continu, qui sans cesse établit un contact intime entre tous les gaz. Enfin ce qui a échappé à la condensation dans cette chambre passe dans deux autres petites chambres disposées comme les deux premières, mais dans lesquelles on n'introduit que de la vapeur d'eau. Tous les gaz qui ne se sont pas condensés s'échappent alors dans l'atmosphère par une cheminée formée par un gros tube de plomb, tra-

---

(1) On rend aujourd'hui l'opération plus économique en ajoutant au soufre, avant sa combustion, 6 à 7 % de son poids d'azotate de soude, et en mouillant légèrement le mélange avec de l'acide sulfurique, marquant 50 ou 55 degrés; à peine la température est-elle un peu élevée, que l'azotate est décomposé en acide azotique et en gaz bioxyde d'azote. L'ancien procédé, qui consistait à mélanger le soufre avec de l'azotate de potasse, a été abandonné, parce que l'acide azotique de ce sel était en partie ramené à l'état d'azote, ce qui exigeait l'emploi d'une quantité d'azotate de potasse assez considérable. Gay-Lussac, voyant que l'on perdait généralement dans la préparation de l'acide sulfurique une forte proportion de vapeurs nitreuses, et s'appuyant sur la solubilité de l'acide hypoazotique dans l'acide sulfurique monohydraté, a eu l'idée de faire passer les gaz qui sortent de la cinquième chambre dans l'acide sulfurique divisé par un corps poreux, comme du coke concassé; l'acide, qui n'attaque pas ce corps à froid, tombe d'une manière intermittente. Lorsque l'acide sulfurique est saturé de vapeurs nitreuses, il est lancé dans les chambres de plomb par la pression de la vapeur d'eau, et réagit sur l'oxygène et l'eau pour former de l'acide sulfurique; à l'aide de ce perfectionnement, on économise presque les trois quarts de l'acide azotique employé.

M. Kuhlmann procède autrement pour tirer parti des vapeurs nitreuses qui seraient perdues; il les fait passer par des cascades garnies de coke, à travers lesquelles il laisse couler un filet continu d'eau ammoniacale, et à son défaut d'un lait de chaux; il donne ainsi naissance à plusieurs sels ammoniacaux ou calcaires, qui servent à faire des *engrais solides* par une addition suffisante de tourbes carbonisées ou d'autres corps absorbants. On peut dire que la dépense en azotate, dans la fabrication qui m'occupe, est entièrement payée par l'agriculture, qui emploie utilement les azotates et les sels ammoniacaux dans la fertilisation des terres.

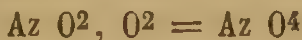
versé lui-même par un diaphragme en plomb percé de plusieurs trous que l'on peut boucher à volonté par des tampons d'argile, de manière à faire varier le tirage, qui, comme on le voit, en suivant la communication de toutes ces chambres entre elles, détermine la quantité d'air qui arrive dans le four à combustion du soufre.

S'il ne fallait pas donner à l'azote de l'air un écoulement, ce qui entraîne aussi l'écoulement d'une partie des oxydes d'azote, on pourrait, à l'aide d'une quantité d'acide azotique qui ne se renouvellerait pas, fabriquer indéfiniment de l'acide sulfurique; en effet, l'acide hypoazotique en contact avec l'eau se change en acide *azotique* et en gaz bioxyde d'azote.



$$\underbrace{3\ Az\ O^4}_{\text{Acide hypoazotique.}},\ \underbrace{2\ HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{2\ Az\ O^5,\ HO}_{\text{Acide azotique.}},\ \underbrace{Az\ O^2}_{\text{Bioxyde d'azote.}}$$

Or, le bioxyde d'azote, à son tour, passe à l'état d'acide hypoazotique par l'oxygène de l'air.



$$Az\ O^2,\ O^2 = Az\ O^4$$

On pourrait se demander si, dans la fabrication de l'acide sulfurique, il ne se forme point de l'acide azoto-sulfurique, cet acide dont je parlerai à l'occasion de l'acide hypoazotique (voy. ce mot), et qui est le résultat de l'action de ce dernier acide sur l'acide sulfureux. Il n'en est rien, toutes les fois qu'il y a une assez grande quantité d'eau, parce que ce liquide décompose l'acide azoto-sulfurique; ce n'est guère que dans les tuyaux de communication qu'on trouve l'acide azoto-sulfurique, lorsque l'eau qu'exige une bonne fabrication vient à manquer.

L'acide sulfurique produit se trouve répandu sur le sol de la grande chambre. Ce sol est légèrement incliné vers l'un des côtés, d'où l'on peut facilement retirer l'acide produit à l'aide d'un siphon ou d'une façon quelconque.

L'acide ainsi obtenu contient une grande quantité d'eau; on le retire ordinairement des chambres lorsqu'il marque 50 ou 55 degrés à l'aréomètre de Baumé. Pour le concentrer, on le chauffe à une température voisine de son point d'ébullition, dans une espèce de cornue en platine qui peut en contenir de 200 à 300 kilogrammes. Par cette chaleur élevée, l'eau se vaporise en entraînant, il est vrai, un peu d'acide, et va se condenser dans un serpentin en plomb convenablement refroidi. L'acide, une fois amené à concentration convenable, est soutiré de la cornue par un siphon, également en platine, placé dans une tubulure pratiquée à la

cornue, et dont la grande branche est refroidie en traversant une grande caisse pleine d'eau, afin que l'acide ne soit pas trop chaud en arrivant dans les bouteilles de grès dans lesquelles on l'expédie.

Dans cet état, l'acide sulfurique peut servir à un grand nombre d'opérations manufacturières; cependant il n'est pas pur, car il contient : 1° du sulfate de plomb formé aux dépens des parois des chambres; 2° un peu de sulfate de sesquioxyde de fer provenant du sulfure de fer qui se trouve mélangé au soufre brut; 3° du sulfate d'étain, lorsque l'étain qui entre dans la composition de la soudure des chambres de plomb a été attaqué; 4° enfin de l'acide azotique et du gaz bioxyde d'azote, et quelquefois de l'acide arsénieux ou de l'acide arsénique.

On le débarrasse facilement des sulfates, et en général de toutes les substances non volatiles qu'il pourrait contenir, en le distillant dans une cornue de verre, dans laquelle on a le soin d'introduire huit ou dix écailles de pierre à fusil, très-minces, et de 1 centimètre à peu près de longueur et de largeur. Sans cette précaution, il serait très-difficile de distiller 1 ou 2 kilogrammes, et même une moins grande quantité de cet acide, sans que la cornue fût brisée par les soubresauts provenant soit de ce que les vapeurs se forment généralement avec moins de facilité dans les vases polis, soit de la densité et de la consistance du liquide, soit de la haute température à laquelle il entre en ébullition, et aussi de ce que ce liquide est mauvais conducteur du calorique. Les écailles de pierre à fusil ou d'une quarzite en roche demi-transparente, ou de la variété de grès non calcaire qui provient de Fontainebleau, et qui est employée à Paris sous le nom de pavé dur, sont de beaucoup préférables au fil de platine et aux fragments de verre que l'on avait employés jusqu'ici. Il est bon de ne pas distiller trop de fois de l'acide sulfurique sur les mêmes écailles, car leurs aspérités s'émoussent, et elles finissent par ne plus produire le même effet. (Voy., pour plus de détails, le mémoire de M. Lambert, *Journal de pharmacie,* numéro de septembre 1847.)

On peut facilement détruire l'acide azotique que renferme l'acide sulfurique en chauffant à 150° l'acide distillé avec une petite quantité de soufre; mais comme, par suite de cette opération, il reste toujours dans l'acide sulfurique une certaine quantité d'acide sulfureux, on ajoute quelques grammes d'une solution aqueuse de chlore, et on porte le mélange à l'ébullition pendant quelques minutes pour chasser l'excès de chlore ainsi que l'acide chlorhydrique qui s'est produit. Ce mode de purification est préférable, d'après M. Jaquelain, à celui qui avait été proposé par M. Pelouze, et qui consistait à faire bouillir l'acide avec quelques

millièmes de sulfate d'ammoniaque. (*Annales de chimie*, février 1843.)

Si, malgré la distillation, l'acide sulfurique, que je supposerai arsenical, retenait un peu d'acide arsénieux, il faudrait, pour le débarrasser de cet acide, le mettre en contact avec une petite quantité de sulfure de baryum hydraté; au bout de quelques jours, on obtiendrait un précipité de sulfure d'arsenic et de sulfate de baryte; on décanterait et l'on filtrerait dans un entonnoir en verre dont le bec serait fermé par un tampon d'amiante préalablement calciné au rouge et lavé; on procéderait ensuite à la distillation de l'acide sulfurique.

Cent parties de soufre donnent 312 parties d'acide sulfurique à 66 degrés.

Acide sulfurique anhydre.—Il est toujours le produit de l'art; il est blanc opaque, d'une texture soyeuse; il absorbe rapidement l'humidité, se liquéfie, et répand par cela même des vapeurs très-abondantes par son contact avec l'air. Il peut dissoudre le soufre et former des composés bruns, verts ou bleus, suivant les proportions de soufre et d'acide; il dissout également l'iode et devient d'un vert bleu; il jouit de la propriété de dissoudre l'indigo en se colorant en rouge. Il peut se combiner avec le gaz acide sulfureux, et donner un liquide incolore très-volatil $=2SO^3, SO^2$; ce composé, mis dans l'eau, dégage du gaz acide sulfureux, et donne lieu à une forte ébullition (Rose). L'acide anhydre fond à $18°+0°$, et se volatilise à $28°+0°$; il entre en ébullition à une température un peu plus élevée, qui n'a pas encore été déterminée. Quand il est fondu, il est d'une fluidité plus grande que celle de l'acide sulfurique ordinaire; il réfracte fortement la lumière; son poids spécifique est de 1,97 à 20° environ. Il faut le conserver à une température au-dessus de $18°+0°$, à 20 ou 22° par exemple, pour le maintenir liquide: au-dessous de cette température, on aperçoit des houppes soyeuses qui ne tardent pas à se solidifier complétement. Il se combine avec l'acide sulfurique à un équivalent d'eau, et donne un acide liquide à la température de $+16°$, qui se solidifie après quelque agitation dans l'eau à $+10°$; dans cet état, il a la demi-transparence d'une gelée.

Préparation. On retire l'acide sulfurique anhydre de l'acide sulfurique de *Nordhausen*, ainsi appelé du nom de la ville où on le prépare en grand, et qui provient de la distillation du sulfate de protoxyde de fer bien séché (composé d'acide sulfurique et de protoxyde de fer). Cet acide contient, d'après M. Bussy, de l'acide sulfurique ordinaire *hydraté*, parce que le sulfate retient toujours une certaine quantité d'eau, de l'acide sulfurique anhydre, enfin de l'acide sulfureux, produit par la dé-

composition d'une portion d'acide sulfurique par le protoxyde de fer, qui passe à l'état de sesquioxyde; c'est à cette quantité d'acide anhydre que l'acide sulfurique de Nordhausen doit d'être employé par les teinturiers pour dissoudre l'indigo.

On chauffe l'acide de Nordhausen en vaisseaux clos jusqu'à 30 ou 40°, température à laquelle l'acide anhydre se volatilise; il faut aussi, dès qu'il est recueilli, *éviter son hydratation :* à cet effet, on emploie d'abord un appareil distillatoire dont toutes les pièces s'ajustent les unes aux autres par des tubulures à l'émeri usées avec soin; on verse l'acide de Nordhausen dans la cornue jusqu'aux deux tiers; on bouche; on adapte l'allonge engagée dans la tubulure de la petite cornue qui lui sert de récipient; enfin, au moyen de caoutchouc, on ajuste au col de cette dernière un petit courbé, contenant une certaine quantité d'acide de Nordhausen, de manière à fonctionner comme tube de sûreté; par là on évite, à la fin de l'opération, la rentrée de l'air humide dans l'appareil. Ces dispositions étant prises, on entoure de glace le récipient; on applique à toutes les jointures un anneau de caoutchouc, et l'on distille avec lenteur jusqu'à ce que l'acide de Nordhausen soit décoloré. Quelques précautions que l'on ait prises, le produit est très-impur; alors il convient d'avoir des pièces de rechange pour reconstituer un appareil semblable au précédent; ainsi on retire la cornue-récipient, et promptement on la ferme avec son bouchon de verre, puis on engage rapidement le col de cette cornue, devenue vase distillatoire, dans une autre allonge déjà pourvue d'une cornue-récipient et d'un tube de sûreté chargé d'acide sulfurique; cette manœuvre terminée, on resserre les caoutchoucs et l'on recommence la distillation. Pour des expériences délicates, on doit faire subir à l'acide, au bain d'eau chaude, deux rectifications successives, dont la dernière à 60° c. (Jaquelain.)

On prépare aussi l'acide sulfurique *anhydre* en décomposant par la chaleur le bisulfate de soude $Na\,O, 2\,SO^3$, qui abandonne la moitié de son acide sulfurique; il ne faut pas que la température soit assez élevée pour décomposer l'acide.

M. Barreswil a proposé en 1847, pour obtenir l'acide sulfurique anhydre, de distiller une partie d'acide sulfurique concentré d'une densité de 1,845 à 10° ou 15° c., avec deux parties d'acide phosphorique anhydre; il passe de l'acide sulfurique anhydre, et il reste de l'acide phosphorique vitreux. Le mélange de ces deux acides, avant la distillation, doit avoir été fait dans une cornue entourée de glace et de sel. 30 grammes de phosphore, convertis en acide *anhydre* par la combustion de ce corps

à l'air, donnent 30 grammes d'acide sulfurique *anhydre* en belles aiguilles. (*Journal de pharmacie*, p. 363, année 1849.)

DES COMPOSÉS DE SÉLÉNIUM ET D'OXYGÈNE.

DE L'OXYDE DE SÉLÉNIUM. Se O. Équivalent = 591.

Cet oxyde est le produit de l'art. Il est gazeux, incolore, doué d'une odeur forte de chou pourri, très-peu soluble dans l'eau, sans action sur l'*infusum* de tournesol, et ne possédant point la propriété de se combiner avec les acides pour former des sels. On l'obtient en traitant le sélénium par le gaz oxygène ou par l'air humide, car il ne se formerait pas, si le gaz était sec. M. Sacc, à qui nous devons cette observation, se demande si l'oxyde de sélénium décrit jusqu'à présent ne serait pas plutôt de l'air mélangé de traces d'acide sélénhydrique. Quoi qu'il en soit, on le débarrasse de l'acide sélénieux qu'il pourrait contenir, au moyen de l'eau distillée, qui dissout cet acide. Il n'a point d'usages.

DE L'ACIDE SÉLÉNIEUX. Se O^2. Équivalent = 691.

L'acide sélénieux ne se trouve pas dans la nature. Il peut être obtenu en chauffant du sélénium avec un excès d'oxygène, ou en traitant ce corps par l'acide azotique ou par l'eau régale. Il est sous forme d'aiguilles tétraèdres très-longues, rougissant la teinture de tournesol, douées d'une saveur acide brûlante. Il est beaucoup moins volatil que l'eau, mais il n'entre pas en fusion; il est indécomposable par le feu; il attire fortement l'humidité de l'air et se dissout très-bien dans l'eau et dans l'alcool: la dissolution aqueuse, évaporée lentement, fournit des prismes striés.

Caractère distinctif. L'acide sulfureux lui enlève son oxygène pour passer à l'état d'acide sulfurique, et le sélénium est mis à nu.

Il est formé de 71,06 de sélénium et de 28,94 d'oxygène.

DE L'ACIDE SÉLÉNIQUE. Se O^3. Équivalent = 791.

Cet acide, découvert en 1827 par MM. Mitscherlich et Nitzch, est le résultat de l'action de l'azotate de potasse ou de soude sur le sélénium, sur l'acide sélénieux ou sur un séléniure, comme celui de plomb, que l'on fait fondre avec ces sels. Il se forme du séléniate de potasse, que l'on décom-

pose, par doubles décompositions, à l'aide de l'azotate de plomb ; le séléniate de plomb précipité est ensuite décomposé par l'acide sulfhydrique en sulfure de plomb insoluble et en acide *sélénique* soluble. Il est liquide, incolore, âcre, et contient toujours de l'eau ; son poids spécifique, à la température de 165°, est de 1,6. Il est volatil ; au delà de 280°, il se décompose, et fournit de l'oxygène et de l'acide sélénieux. Il a une grande affinité pour l'eau qu'il échauffe autant que l'acide sulfurique.

Caractères distinctifs. 1° Lorsqu'on le fait bouillir avec de l'acide chlorhydrique, les deux acides sont décomposés, et il se produit de l'eau, du chlore et de l'acide sélénieux ; le mélange ne précipite point les sels de baryte.



$$\underbrace{SeO^3}_{\text{Acide sélénique.}},\ \underbrace{HCl}_{\text{Acide chlor.}} = \underbrace{HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{SeO^2}_{\text{Acide sélénieux.}},\ \underbrace{Cl}_{\text{Chlore.}}$$

2° L'acide sulfurique ne décompose pas le séléniate de baryte ; 3° il n'est point décomposé par l'acide sulfureux.

Il est formé de 62,07 de sélénium, et de 37,93 d'oxygène.

DE L'ACIDE BORIQUE. BoO^3. Équivalent = 436,15.

Cet acide se trouve dans quelques lacs de l'Inde à l'état de liberté. Les prétendus lacs de Castelnuovo, de Montecerboli et de Cherchiajo, en Toscane, que l'on a dit contenir de l'acide borique libre, n'existent même pas : ce sont de simples réservoirs au milieu desquels jaillit une sorte de volcan boueux qui sans cesse répand de la vapeur d'eau, de l'acide sulfhydrique, et divers autres gaz ; au bout de quelque temps, on trouve, par l'évaporation de cette eau, de l'acide borique mêlé à d'autres matières. La cause de ce phénomène n'est pas encore bien connue ; mais voici l'explication qu'en donne M. Dumas, et à laquelle se rapporte celle de M. Payen, qui en particulier l'a étudié sur les lieux :

« Il faudrait supposer qu'un dépôt de sulfure de bore, très-profondément situé, fût atteint par l'eau ; il s'établirait immédiatement une vive réaction ; cette eau serait décomposée, et il en résulterait de l'acide borique, de l'acide sulfhydrique, et une très-grande élévation de température qui vaporiserait l'eau et entraînerait tous ces produits. »

Cette exploitation, dirigée et fondée par M. le comte de Larderelle, au milieu d'obstacles de tous genres, est arrivée cependant, on peut le dire, à un haut degré de perfection, et M. Larderelle a vaincu avec bonheur l'une des plus grandes difficultés de cette industrie en remplaçant

le dispendieux chauffage au bois par l'application de la chaleur de la vapeur même qui s'échappe du sol de toutes parts.

L'acide borique pur et solide peut être obtenu sous deux états : 1° fondu et privé d'eau; 2° combiné avec ce liquide à l'état d'hydrate.

L'acide *bihydraté* est celui qui se dépose des dissolutions aqueuses; il est sous forme de petites paillettes ou écailles blanches, grasses au toucher, et d'un aspect nacré; sa densité est de 1,479. Lorsqu'on le chauffe jusqu'à 160° c., il perd deux équivalents d'eau et devient acide *monohydraté ;* si on continue à le chauffer, il fond et devient anhydre et fluide à la température du rouge blanc : en cet état, il peut être facilement coulé; il est très-volatil à une haute température. Par le refroidissement, l'acide borique fondu prend la transparence, l'aspect du verre, et une dureté extrême; mais si on le laisse au contact de l'air, il devient opaque, augmente de poids, et se recouvre d'une poussière blanche, ce qui provient de l'absorption de l'eau par l'acide.

Il est soluble dans l'eau; cent parties de ce liquide en dissolvent 2 p. à $10° + 0$ et 8 p. à 100°. Cette dissolution rougit faiblement la teinture du tournesol; si on l'expose à l'action de la chaleur, non-seulement l'eau s'évapore, mais encore elle entraîne un peu d'acide borique, que l'on peut facilement recueillir.

L'acide borique peut se combiner avec l'acide *sulfurique* et produire un composé solide, brillant, nacré, sous forme de larges écailles, qui, étant chauffé dans un creuset, répand des vapeurs blanches piquantes, formées d'acide sulfurique.

L'acide borique n'est décomposé que par certains métaux; aucun des *corps non métalliques* n'a d'action sur lui; il s'unit aux oxydes métalliques et donne des sels bien définis.

M. Ebelmen est parvenu à faire *cristalliser* plusieurs oxydes métalliques en les dissolvant dans l'acide borique fondu, et en exposant le borate obtenu à la haute température d'un four à porcelaine pour volatiliser l'acide borique; ainsi l'alumine et la magnésie $= Al^2O^3$, et MgO, ont donné des octaèdres réguliers de *spinelle;* l'alumine et l'oxyde de manganèse, l'alumine et l'oxyde de cobalt, l'alumine et la glucine, ont également fourni des aluminates cristallisés; la cymophane cristallisée naturelle est identique avec celle qu'a fourni l'aluminate de glucine dissous dans l'acide borique et cristallisé $= Gl^2O^3, 3 Al^2O^3$. Ce qui vient d'être dit des aluminates peut s'appliquer à un assez grand nombre de silicates que M. Ebelmen a obtenu cristallisés.

Caractères distinctifs. 1° Il se dissout dans l'alcool et communique à celui-ci la propriété de brûler avec une flamme verte; 2° il se dissout

dans la potasse et la soude liquides; ces dissolutions laissent précipiter l'acide sous forme de petites paillettes lorsqu'on sature la potasse ou la soude par les acides sulfurique ou chlorhydrique; 3° il fournit du bore si on le chauffe avec du potassium.

Lorsqu'il est cristallisé, il renferme 43,6 pour 100 d'eau, ou 3 équivalents $= BO^3, 3\,HO$; desséché à 160° cent., il n'en conserve plus qu'un équivalent, BO^3, HO; *anhydre,* il contient 68,78 d'oxygène et 31,22 de bore.

Il a été découvert en 1702 par Homberg. Il est employé à la préparation en grand du borate de soude et quelquefois dans l'analyse des pierres. Plusieurs médecins l'ont préconisé comme un très-bon calmant dans les spasmes, les douleurs nerveuses, l'épilepsie, la manie, etc., et l'ont administré en poudre, en pilules, ou dissous dans l'eau, à la dose de 15 à 50 centigrammes; mais il est aujourd'hui presque entièrement abandonné. Il est connu en médecine sous le nom de sel sédatif de Homberg.

Extraction. On retire l'acide borique du borax ou borate de soude; on en dissout 1 partie dans trois parties d'eau bouillante; on décompose la dissolution en y versant *peu à peu* un excès d'acide sulfurique concentré qui s'empare de la soude; l'acide borique se dépose, ne trouvant pas assez d'eau pour se dissoudre; on laisse refroidir le mélange et on filtre la liqueur, qui contient du sulfate acide de soude; alors on égoutte l'acide borique, on le lave avec un peu d'eau froide, on le fait sécher sur du papier joseph dans une étuve, et on le chauffe en le projetant par parties dans un creuset de Hesse que l'on a fait rougir, pour le débarrasser de l'acide sulfurique avec lequel il restait uni et d'une matière grasse inhérente au borax naturel. On peut encore le priver de l'acide sulfurique en le lavant à l'eau froide jusqu'à ce que les eaux de lavage ne forment plus de précipité dans un sel soluble de baryte mêlé à de l'acide *azotique* faible. Lorsqu'il est fondu, on le coule, et on peut, si on veut l'avoir très-pur, le dissoudre dans l'eau bouillante et le faire cristalliser de nouveau. En substituant l'acide chlorhydrique à l'acide sulfurique, on obtient de suite de l'acide borique, qu'il suffit de bien laver pour l'avoir pur. Il est inutile de dire que les eaux mères de ces diverses opérations fournissent un peu d'acide borique lorsqu'on les fait évaporer.

On peut encore se procurer de l'acide borique en purifiant l'acide naturel de Toscane par plusieurs dissolutions dans l'eau bouillante et par des cristallisations successives.

DE L'ACIDE SILICIQUE. $Si\,O^3$. Équivalent = 566,7.

L'acide silicique constitue presque à lui seul les différentes espèces de quartz, telles que le cristal de roche, la pierre à fusil, les cailloux, les sables, etc., substances très-répandues dans la nature; il fait partie de toutes les pierres gemmes; on le trouve dans certaines eaux d'Islande, dans la plupart des végétaux, etc. Lorsqu'il est pur et *anhydre,* il est d'une couleur blanche, rude au toucher et inodore; son poids spécifique est de 2,66. Soumis à une température élevée, par exemple à celle que l'on peut produire au moyen du chalumeau à hydrogène, il fond dans le même instant, et donne un verre incolore qui peut être étiré en fils très-déliés. Les corps simples précédemment étudiés et l'air n'exercent sur lui aucune action. Après avoir été chauffé au rouge, il est insoluble dans l'eau et dans les acides. L'acide fluorhydrique l'attaque en donnant naissance à de l'eau et à du fluorure de silicium.

Quoique très-faible, l'acide silicique, à raison de sa fixité, chasse de leur combinaison les acides les plus forts à la chaleur rouge : c'est ainsi que les sulfates se trouvent décomposés.

La potasse et la soude attaquent l'acide silicique à une chaleur rouge, et donnent des silicates solubles.

Caractères distinctifs. 1° Il est insoluble dans l'eau; 2° il est attaqué et corrodé par l'acide fluorhydrique; 3° calciné avec trois fois son poids de potasse, il donne un silicate soluble (liqueur de cailloux), d'où l'acide chlorhydrique précipite l'acide silicique en gelée.

Il est formé de 47,06 de silicium, et de 52,94 d'oxygène.

On emploie l'acide silicique dans la fabrication du verre, de la poterie et des mortiers; le sable sert à filtrer les eaux, et le cristal de roche à faire de très-beaux lustres.

Préparation. On calcine fortement l'un ou l'autre des hydrates d'acide silicique.

Acide silicique hydraté.—Il existe plusieurs de ces hydrates. La pierre précieuse connue sous le nom d'*opale* est formée de 90 p. d'acide et de 10 p. d'eau. — *Monohydrate* = $Si\,O^3$, HO (83,5 p. d'acide silicique et 16,5 d'eau). Il est solide, blanc; desséché à la température de 100° à 120°, il perd la moitié de son eau. Il est à peine soluble dans les acides. On l'obtient en desséchant dans le vide ou dans l'air sec l'hydrate suivant.

Acide silicique plus hydraté. — Il est solide, blanc, gélatineux, légèrement soluble dans l'eau, soluble dans les acides; évaporé dans le vide, il

se transforme en monohydrate. On l'obtient en décomposant un silicate alcalin soluble par un acide qui s'empare de la base du silicate, et précipite l'acide silicique hydraté. Pour obtenir ce silicate soluble, on introduit dans un creuset 1 partie de sable ou de cailloux bien pulvérisés, et 4 parties de carbonate de potasse; on chauffe graduellement le mélange jusqu'au rouge; la potasse fond, perd son eau, se boursoufle, et se combine avec l'acide silicique. Lorsque la fusion est opérée, ou du moins que la masse est en pâte molle, on la coule et on la laisse refroidir; on la traite dans une capsule par quatre ou cinq fois son poids d'eau, dont on élève la température; on filtre la dissolution, à laquelle on donnait autrefois le nom de *liqueur de cailloux* (*silicate de potasse*); on y verse assez d'acide sulfurique, chlorhydrique ou azotique, pour saturer la potasse, et l'on obtient un précipité gélatineux d'acide silicique hydraté; on décante la dissolution saline formée, et on lave le dépôt. Si la dissolution était trop étendue, et que l'acide silicique ne fût pas précipité par l'acide, il faudrait la concentrer par l'évaporation.

Comme la dissolution acide retient toujours de l'acide silicique, on l'évapore jusqu'à siccité, et l'on traite le produit de l'évaporation par l'eau bouillante, qui laisse l'acide silicique hydraté à l'état gélatineux.

Acide silicique trihydraté = $2\,Si\,O^3, 3\,HO$. Il est en masses dures et transparentes comme le cristal de roche. On le prépare en abandonnant l'éther silicique à l'action de l'air humide. M. Ebelmen, qui le premier a fait connaître cet hydrate, en a préparé un autre qui présente toutes les propriétés d'un hydrate d'acide silicique naturel, que l'on nomme *hydrophane*, corps opaque à l'air, devenant transparent quand on le plonge dans l'eau, et reprenant ensuite son opacité quand on le retire de ce liquide. On l'obtient comme le précédent, si ce n'est que l'on mêle l'éther silicique avec une petite quantité de chlorure de silicium.

DES COMPOSÉS DE CARBONE ET D'OXYGÈNE.

Ces composés sont au nombre de sept, savoir :

Le gaz oxyde de carbone.	=	CO
L'acide carbonique. . . .	=	CO^2
L'acide oxalique.	=	$C^2\,O^3, 3\,HO$
L'acide mésoxalique. . . .	=	$C^3\,O^4, 2\,HO$
L'acide rhodizonique. . . .	=	$C^7\,O^7, 3\,HO$
L'acide croconique.	=	$C^5\,O^4, HO$
L'acide mellitique.	=	$C^4\,O^3, HO$

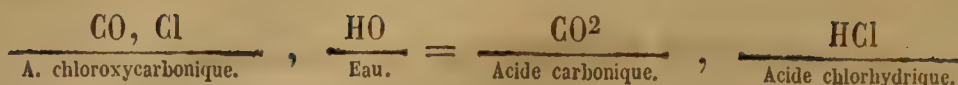
DU GAZ OXYDE DE CARBONE. CO. Équivalent = 175.

L'oxyde de carbone est un produit de l'art; jusqu'à présent il n'a été obtenu qu'à l'état gazeux. Il est incolore, transparent, élastique, insipide, inodore, sans action sur l'*infusum* de tournesol, et plus léger que l'air; son poids spécifique est de 0,96783. Il n'est décomposé ni par le *calorique* ni par la *lumière*.

Le gaz *oxygène* n'a d'action sur lui qu'à une température rouge; alors il brûle avec une flamme bleue, et donne naissance à de l'acide carbonique. Le *soufre*, le *carbone*, l'*iode* et le *phosphore*, ne lui font éprouver aucune altération. Le gaz *hydrogène* ne le décompose qu'à la température du rouge blanc; il se dépose du carbone, et il se forme de l'eau.

Le *chlore* gazeux exerce une action remarquable sur le gaz oxyde de carbone; il se combine avec lui comme il s'unirait à un corps simple, et constitue un acide appelé acide *chloroxycarbonique*.

Si l'on prend un ballon d'une capacité déterminée, et qu'on y fasse le vide; si l'on y introduit successivement des volumes égaux de gaz oxyde de carbone et de chlore secs, et qu'on expose le ballon au soleil, et mieux encore, suivant M. Dumas, à la lumière diffuse, au bout d'un certain temps (15 ou 20 minutes si l'appareil est exposé au soleil), l'expérience étant terminée, si on débouche le ballon dans une cuve à mercure, l'on remarquera que le métal pénètre dans l'intérieur et remplit la moitié de la capacité du ballon; donc, par l'action que les gaz ont exercée l'un sur l'autre, leur volume a été diminué de moitié, et le poids spécifique du produit doit être très-considérable. Ce gaz, découvert par le docteur John Davy, qui l'a appelé *phosgène* (engendré par la lumière), est nommé par quelques chimistes français *gaz acide chloroxycarbonique*, et par d'autres *chlorure d'oxyde de carbone* = CO, Cl. Il est incolore et doué d'une odeur suffocante; il irrite la conjonctive et augmente la sécrétion des larmes; il éteint les corps enflammés; son poids spécifique est de 3,438; il rougit fortement la teinture de tournesol. Il n'est point décomposé par les corps simples étudiés précédemment. L'étain, le zinc, etc., lui enlèvent le chlore à une température élevée, forment des chlorures, et le gaz oxyde de carbone est mis à nu; il ne répand point de vapeurs à l'air; mis en contact avec l'eau, il est décomposé, même à la température ordinaire: en effet, le chlore s'unit à l'hydrogène de l'eau, et donne naissance à de l'acide chlorhydrique; tandis que l'oxyde de carbone, saturé par l'oxygène de l'eau, passe à l'état d'acide carbonique.



L'*azote* n'agit point sur le gaz oxyde de carbone ; il exerce une action marquée sur les sels de protoxyde de cuivre (voy. *Cuivre*).

Caractères distinctifs. 1° Lorsqu'on approche une bougie allumée de l'ouverture d'une cloche remplie de ce gaz et exposée à l'air atmosphérique, il absorbe l'oxygène de celui-ci, brûle avec une flamme bleue, et se change en gaz acide carbonique : aussi l'eau de chaux versée dans la cloche après la combustion est-elle troublée ; 2° il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau.

Il a été découvert par Priestley ; Clément et Désormes l'ont bien fait connaître. Injecté dans les veines, il brunit beaucoup plus le sang que le gaz acide carbonique ; respiré, il agit comme un poison énergique : or, comme il se produit dans nos foyers de combustion toutes les fois que le charbon s'y trouve en grand excès, il joue nécessairement un grand rôle dans l'asphyxie par la vapeur du charbon (voy. *Acide carbonique*).

Usages. Il réduit plusieurs oxydes métalliques dans les travaux de métallurgie.

Composition. Il est formé de 42,86 de carbone et de 57,14 d'oxygène. Si l'on fait passer dans un eudiomètre sur le mercure, à travers un mélange de 100 parties d'oxyde de carbone et de 50 d'oxygène, une étincelle électrique, il y aura une condensation de 50 parties, et l'on obtiendra 100 parties d'acide carbonique complétement absorbable par une dissolution de potasse (oxyde de potassium). Or, dans un volume de gaz acide carbonique, on trouve un volume de vapeur de carbone et un volume de gaz oxygène ; donc, dans un volume de gaz oxyde de carbone, il doit y avoir *un volume de vapeur de carbone, et demi-volume de gaz oxygène.* En retranchant de la densité de l'oxyde de carbone la demi-densité de l'oxygène, le reste représente la quantité de carbone unie à ce dernier gaz.

0,96700	densité de l'oxyde de carbone.
0,55285	demi-densité de l'oxygène.
0,41415	

Ce nombre 41415 représente par hypothèse un volume de vapeur de carbone.

La formule CO correspond à deux volumes de ce gaz.

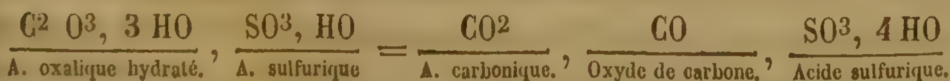
Préparation. Il suffit, pour se procurer de l'oxyde de carbone, de

mettre de l'oxygène en contact avec un excès de carbone, ou bien de décomposer l'acide carbonique lui-même au moyen du carbone. Je citerai les procédés le plus ordinairement employés à la préparation de ce gaz. On introduit dans une cornue de grès parties égales de poudre de charbon et d'oxyde de zinc également pulvérisé; on adapte à son col un tube recourbé propre à recueillir les gaz; on place la cornue ainsi disposée sur un fourneau, et on la chauffe jusqu'au rouge; l'air, dilaté par la chaleur, se dégage d'abord; il ne faut donc pas recueillir les premières portions de gaz; puis le charbon, en s'emparant de l'oxygène que contient l'oxyde de zinc, le ramène à l'état métallique, tandis qu'il passe lui-même à l'état d'oxyde de carbone.

Si l'on fait passer peu à peu du gaz acide carbonique desséché sur du charbon rouge parfaitement calciné et contenu dans un tube de fer traversant un fourneau à réverbère, ce gaz sera décomposé, cédera une partie de son oxygène au charbon, le fera passer et passera lui-même à l'état de gaz oxyde de carbone; mais l'opération ne peut avoir un plein succès qu'autant que le gaz acide carbonique passe à plusieurs reprises sur le charbon.

Il est encore un autre procédé, qui est plus commode et que l'on emploie dans les laboratoires. Il est fondé sur la composition de l'acide oxalique, qui peut être considéré comme formé par de l'acide carbonique et de l'oxyde de carbone, qui restent unis tant que cet acide contient un équivalent d'eau, mais qui se dissocient aussitôt qu'on leur enlève cette eau, parce que l'acide oxalique ne peut exister à l'état anhydre. Pour cela, on introduit dans une petite fiole 1 partie d'acide oxalique et 5 à 6 d'acide sulfurique concentré; on adapte à son col un tube propre à recueillir le gaz, et l'on chauffe peu à peu. L'acide, qui est solide, fond d'abord, puis au sein du liquide se manifeste une vive effervescence due au dégagement du gaz. On recueille ce gaz sous des cloches, dans lesquelles il faut ensuite introduire un peu de dissolution de potasse pour absorber l'acide carbonique, et l'oxyde de carbone reste alors parfaitement pur. Dans cette opération, l'acide sulfurique, qui est très-avide d'eau, enlève celle que contient l'acide oxalique, et l'acide carbonique et l'oxyde de carbone dont celui-ci est formé se dégagent.

Voici la formule qui peut représenter exactement ce qui a eu lieu:



$$\underset{\text{A. oxalique hydraté.}}{\underline{C^2\,O^3,\,3\,HO}},\ \underset{\text{A. sulfurique}}{\underline{SO^3,\,HO}} = \underset{\text{A. carbonique.}}{\underline{CO^2}},\ \underset{\text{Oxyde de carbone.}}{\underline{CO}},\ \underset{\text{Acide sulfurique.}}{\underline{SO^3,\,4\,HO}}$$

L'oxyde de carbone se forme pendant la combustion du charbon, toutes

les fois que la quantité d'oxygène de l'air est insuffisante pour faire passer le charbon à l'état d'acide carbonique.

DE L'ACIDE CARBONIQUE. CO^2. Équivalent = 275.

L'acide carbonique existe très-abondamment dans la nature; à l'état de gaz, il entre pour une très-petite partie dans la composition de l'air atmosphérique; on le trouve aussi sous cet état dans certaines grottes des pays volcaniques, comme, par exemple, dans la grotte du Chien, près de Pouzzole, dans le royaume de Naples; à l'état liquide, il fait partie d'un très-grand nombre d'eaux minérales; enfin une multitude de substances solides, principalement les carbonates, les enveloppes des mollusques, des crustacés, etc., en contiennent des quantités notables. Il se forme pendant la combustion du charbon, la respiration des animaux, la fermentation alcoolique et putride, etc. Lorsqu'il est dégagé des corps avec lesquels on se le procure, il est gazeux : je vais donc l'étudier sous cet état.

DU GAZ ACIDE CARBONIQUE.

Le gaz acide carbonique est incolore, élastique, transparent, doué d'une saveur légèrement aigrelette et d'une odeur piquante; son poids spécifique est de 1,5290.

Il éteint les corps enflammés. Que l'on prenne deux éprouvettes, l'une pleine de gaz acide carbonique, et dont l'ouverture soit en bas, l'autre remplie d'air atmosphérique, et dans une position opposée; que l'on adapte l'une à l'autre les deux ouvertures, quelques instants après on remarquera que le gaz acide carbonique s'est précipité, en vertu de son poids, dans la cloche inférieure, tandis que la cloche supérieure contiendra de l'air atmosphérique : aussi une bougie allumée continuera-t-elle à brûler dans celle-ci, et elle sera éteinte dans l'autre. Il rougit l'*infusum* de tournesol; mais la couleur rouge disparaît à l'air, et surtout par l'ébullition de la liqueur.

Il n'est point décomposé par le *calorique*. Lorsqu'il est comprimé par sa propre atmosphère dans un tube hermétiquement fermé, il se liquéfie comme le chlore. Il faut à 0° une pression de 36 atmosphères; à — 10°, de 27 atmosphères; à — 30°, de 18 atmosphères; à 30° + 0°, de 73 atmosphères. On peut aussi le solidifier. Je l'examinerai plus loin sous ces deux états. Il réfracte la *lumière;* sa puissance réfractive est de 1,526

(Dulong). Soumis à un courant d'étincelles *électriques,* il est décomposé, du moins en grande partie, suivant le docteur Henry, et il fournit du gaz oxygène et du gaz oxyde de carbone. Il n'éprouve aucune altération de la part du *gaz oxygène.* Le *soufre,* le *sélénium,* le *chlore,* le *brome,* l'*iode* et l'*azote,* n'exercent sur lui aucune action chimique.

Si l'on fait passer à plusieurs reprises le gaz acide carbonique à travers du *charbon* rouge placé dans un tube de porcelaine, il perd une partie de son oxygène, qui se porte sur le charbon, et l'on n'obtient que du gaz oxyde de carbone $CO^2, C = 2\ CO$. Lorsqu'on fait arriver dans un tube de porcelaine rouge un mélange de deux parties de gaz *hydrogène* et d'une partie de gaz acide carbonique, celui-ci est décomposé, et il se forme de l'eau et du gaz oxyde de carbone.

L'*air* atmosphérique peut se mêler avec lui sans l'altérer.

L'eau dissout son volume de gaz acide carbonique à la température et à la pression ordinaires; elle en dissout beaucoup plus lorsqu'on augmente convenablement la pression, pourvu que la température reste la même. Les poids de l'acide carbonique dissous seront en raison directe de la pression : ainsi, sous la pression de dix atmosphères, l'eau renfermera une quantité d'acide carbonique dix fois plus grande que si la saturation avait eu lieu sous la pression d'une seule atmosphère. Dans tous les cas, le produit est de l'acide carbonique dissous, inodore, incolore, et doué d'une saveur aigrelette; chauffée, cette eau abandonne promptement tout son gaz, qui peut être recueilli dans des cloches pleines d'eau ou de mercure; le même phénomène a lieu lorsqu'on le place dans le vide. L'acide carbonique, gazeux ou dissous, trouble l'eau de chaux, et donne naissance à un précipité blanc floconneux, composé d'acide carbonique et de chaux, soluble dans un excès d'acide carbonique.

Les acides *sulfurique* et *borique* n'exercent aucune action sur le gaz acide carbonique.

Caractères distinctifs. 1° Son poids spécifique; 2° son action sur une bougie enflammée, sur le tournesol, sur l'eau et sur l'eau de chaux.

L'acide carbonique n'est guère employé qu'en médecine. Les animaux qui le respirent sont empoisonnés au bout de quelques minutes : aussi voit-on les accidents les plus graves se manifester quelquefois chez les brasseurs, dans les celliers au-dessus des cuves en fermentation, dans les fours à chaux, et partout où il est mis à nu. *Il est délétère par lui-même,* ainsi que le prouvent les expériences de Varin, de MM. Leblanc et Collard de Martigny. On a proposé de le faire inspirer dans certains cas d'irritation pulmonaire, où il serait utile de ralentir la conversion

du sang veineux en sang artériel; mais on s'en sert rarement. Les eaux minérales acidules, naturelles et factices, sont formées par cet acide liquide, que l'on doit regarder comme un excellent diurétique; il est aussi rafraîchissant et antispasmodique. Il peut être employé avec le plus grand succès pour prévenir la formation du gravier, et pour favoriser la dissolution de celui qui est déjà formé. J'ai vu souvent certaines douleurs néphrétiques calculeuses très-aiguës diminuer singulièrement d'intensité par l'usage de ce médicament. Il convient encore dans tous les cas où les acides affaiblis sont indiqués, et pour arrêter les vomissements opiniâtres (potion anti-émétique de Rivière). La dose est d'un ou de deux verres par jour.

Composition. En brûlant dans l'air ou dans le gaz oxygène, le carbone pur donne un volume d'acide carbonique égal à celui de l'oxygène (voy. *Carbone*).

Préparation. On verse de l'acide chlorhydrique liquide, étendu de deux ou trois fois son poids d'eau, sur du marbre concassé (carbonate de chaux); l'appareil est le même que pour le gaz hydrogène (pag. 58); le gaz acide carbonique se dégage aussitôt, et l'on obtient dans le flacon du chlorure de calcium très-soluble; d'où il suit que le carbonate es décomposé.



$$\underbrace{Ca\,O,\ CO^2}_{\text{Carb. de chaux.}},\ \underbrace{HCl}_{\text{A. chlorhydr.}} = \underbrace{Ca\,Cl}_{\text{Chlor. de calcium.}},\ \underbrace{CO^2,\ HO}_{\text{A. carbonique.}}$$

On peut encore se procurer ce gaz en substituant au marbre de la craie en bouillie (carbonate de chaux), et à l'acide chlorhydrique de l'acide sulfurique délayé dans dix à douze fois son poids d'eau; il se forme dans ce cas du sulfate de chaux, qui, étant peu soluble, se dépose, recouvre le carbonate, et empêche le gaz de se dégager : en sorte qu'il est préférable de suivre le premier procédé, surtout lorsqu'on ne vise pas à faire l'opération avec beaucoup d'économie. S'il s'agissait au contraire d'extraire l'acide carbonique pour préparer les eaux gazeuses, il faudrait employer l'acide sulfurique étendu, en ayant soin d'agiter de temps en temps le mélange, parce que l'acide chlorhydrique contient toujours de l'acide sulfureux qui donnerait à l'eau une saveur désagréable.

Eau chargée d'acide carbonique. Comme l'eau, à la température et à la pression ordinaires de l'atmosphère, ne peut dissoudre que son volume de gaz acide carbonique, et que déjà, dans cet état, elle peut être considérée comme un puissant diurétique, il importe de dire comment on doit la préparer. On fera arriver le gaz sous un flacon rempli d'eau filtrée, au lieu d'employer une cloche; lorsque la moitié de l'eau du fla-

con sera chassée, on le bouchera, on agitera le liquide qu'il contient, et on le gardera dans un endroit frais, en le tenant parfaitement bouché. Si l'on veut faire absorber à l'eau quatre ou cinq fois son volume de gaz acide carbonique, on doit comprimer celui-ci fortement, au moyen d'un piston que l'on met en jeu dans un corps de pompe qui communique avec l'eau que l'on veut saturer.

DE L'ACIDE CARBONIQUE ANHYDRE.

Cet acide peut être liquide et solide. C'est à MM. Faraday et Thilorier que l'on doit la connaissance de ce corps sous ces deux états. Liquide, il est incolore, d'une densité de 0,98 à 0° et de 0,72 à 27° + 0°; sa vapeur, sous cet état, possède une tension égale au poids de trente-six atmosphères; il est plus dilatable même que les gaz, car si on le chauffe de 0 à 30° c., son volume augmente de $^{116}/_{267}$, tandis qu'un même volume d'air chauffé au même point ne s'accroît que de $^{30}/_{267}$. Il est insoluble dans l'eau, il la surnage comme ferait une huile essentielle; il est au contraire soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles volatiles. Exposé à l'air, il se volatilise très-rapidement, et produit par cela même un abaissement de température de 90° — 0. En vertu de cette prompte volatilisation, cette vapeur possède une force explosive que Thilorier évalue à celle qui serait produite par un même poids de poudre à canon.

Le fait de la solidification de l'acide liquide dépend de sa prompte volatilisation; car si l'on projette dans un verre ou dans une capsule un jet d'acide liquide, on en voit bientôt toutes les parois se couvrir d'une neige blanche, floconneuse, d'acide solidifié, par l'absorption de la quantité de calorique qui était nécessaire pour gazéifier l'autre portion du liquide.

Ainsi solidifié, l'acide carbonique produit un abaissement de température de près de 100 — 0°. On peut s'en servir comme réfrigérant pour congeler le mercure; quelques minutes suffisent pour solidifier des masses considérables de ce métal. M. Faraday est même parvenu à le congeler dans un creuset de platine chauffé au rouge en y introduisant de l'éther, puis de l'acide carbonique concret, enfin en plongeant dans le mélange, à l'état sphéroïdal, une capsule métallique contenant environ 31 grammes de mercure; celui-ci se solidifia au bout de deux ou trois secondes.

Il peut se maintenir à l'état solide assez longtemps au contact de l'air, sans qu'il soit besoin d'exercer une pression à sa surface. Lorsqu'on en met un morceau sur la main, la portion qu'il touche se trouve bientôt

gelée, et l'on éprouve tous les accidents qu'aurait occasionnés une véritable brûlure.

Extraction. L'appareil dont se sert Thilorier est composé de deux cylindres en fonte *A* et *B* (pl. 2, fig. 1re), ayant 50 centimètres de haut, 27 de large et 54 d'épaisseur; ils sont en outre renforcés par des nervures à l'extérieur. Le cylindre *A* est suspendu sur un axe à vis *V,V'*, au moyen des supports *C,C*, et maintenu ainsi dans une position verticale. L'autre, au contraire, est placé horizontalement sur une table de fonte *TT.* Dans le cylindre *A*, on introduit, par l'ouverture *O*, du bicarbonate de soude, que l'on tasse au fond à l'aide d'un morceau de bois, afin que la décomposition qui doit s'effectuer par l'addition de l'acide sulfurique n'ait lieu que peu à peu. Le bicarbonate étant ainsi disposé, on introduit de l'acide sulfurique concentré, en quantité équivalente de ce sel, dans un tube en cuivre *L L'*, fermé à l'une de ses extrémités, et qu'on dispose verticalement au milieu du bicarbonate. On ferme alors l'appareil avec un bouchon à vis *a*, lequel est surmonté d'un robinet *K* également à vis, pouvant communiquer, au moyen du tube *D* et du robinet *r*, avec l'autre cylindre *B*. Le cylindre *A* étant mis en mouvement autour de son axe, l'acide sulfurique sort du tube de cuivre *L*, et se répand sur le bicarbonate de soude qu'il décompose. L'acide carbonique, se dégageant de la sorte d'une manière incessante, se comprime lui-même sous la forte pression de 100 atmosphères à peu près. A cet instant, on met le cylindre *B* en communication avec le premier; l'acide carbonique s'y précipite et se liquéfie. En substituant alors au conducteur *D* un petit tube qui s'adapte sur le pas de vis *s* du robinet *r*, on peut recevoir le jet de gaz sortant dans une boule *mm'*, qui s'adapte au robinet à l'aide d'un autre tube *T* (fig. 3), qui longe sa circonférence et pénètre dans l'intérieur. Cette boule elle-même est formée de deux hémisphères fermant l'un sur l'autre, dont l'axe *E E'* est perforé de petits trous. De cette manière, en ouvrant le robinet à vis *r* garni de sa boule *mm'* (fig. 2), le jet d'acide s'y précipite avec force et par un mouvement de rotation imprimé par la position du tube *T* (fig. 3). Là, comme une partie de l'acide sort à l'état gazeux par les trous de l'axe *EE'*, une autre portion se trouve solidifiée par la soustraction de son calorique faite par la première partie qui se gazéifie, et se réunit par le mouvement du jet en une seule boule ayant l'aspect d'une boule de neige.

Cette expérience est très-dangereuse, et doit être faite avec les plus grandes précautions.

M. Berthelot vient de faire connaître un procédé très-simple et très-ingénieux, à l'aide duquel on peut, sans le moindre danger, démontrer,

dans les cours, le phénomène de la liquéfaction du gaz acide carbonique. On prend un tube barométrique, qu'on ferme par un bout, qu'on effile par l'autre, et qu'on emplit de mercure, à la manière ordinaire; le tube étant plein, on le place horizontalement dans un bain-marie, et l'on engage les points ouverts dans un tube plus gros, muni d'un bouchon de liége et mis en communication avec un appareil qui dégage le gaz dont on veut opérer la liquéfaction. On chauffe; le mercure se dilate, et une partie sort du tube. Lorsque celui-ci a acquis la température exacte de 50° et y a été maintenu pendant quelque temps, on laisse refroidir; le mercure se contracte, et l'espace qu'occupait celui qui s'est échappé par la dilatation se remplit de gaz à liquéfier; lorsque le refroidissement est complet, on dégage le tube, et l'on en ferme la pointe à la lampe à alcool. Pour démontrer la liquéfaction, on chauffe le tube au bain-marie à la température exacte de 58° à 59° c.; le gaz comprimé par la dilatation du mercure devient bientôt liquide, pour reprendre l'état gazeux par le refroidissement. Le passage de l'état gazeux à l'état liquide est facilement appréciable; on pourrait le rendre visible à tout un auditoire, à l'aide du microscope à gaz. Le même tube peut servir indéfiniment. (*Journ. de pharm.,* juin 1850.)

DE LA VAPEUR DU CHARBON.

On désigne sous le nom de *vapeur du charbon* le gaz qui se produit lorsque le charbon brûle au contact de l'air, et qui est formé d'oxygène, d'azote, d'*acide carbonique ,* de gaz *oxyde de carbone* et de *carbure d'hydrogène.* M. Leblanc a trouvé que l'air d'une chambre où il avait fait brûler de la braise de boulanger pendant 35 minutes contenait : *carbure d'hydrogène,* 0,04; *oxygène ,* 19,19; *azote,* 75,62; *acide carbonique,* 4,61; *oxyde de carbone,* 0,54. Un chien laissé dans cette chambre était mort au bout de 25 minutes. J'ai prouvé que l'air vicié des chambres où l'on a fait brûler du charbon, quelle que soit sa nature, offrait la même composition en bas, en haut ou à la partie moyenne de la chambre, que celle-ci fût encore chaude ou qu'on l'eût laissé refroidir, ce qui est d'accord avec la loi de Dalton, signalée à la page 56. S'il est vrai qu'on ne puisse pas dire que les proportions des gaz qui constituent l'atmosphère de la chambre où l'on a brûlé le charbon soient toujours dans le rapport indiqué plus haut, il n'en est pas moins certain que ces gaz contiennent constamment une quantité notable d'acide carbonique, beaucoup moins d'oxyde de carbone et fort peu de carbure

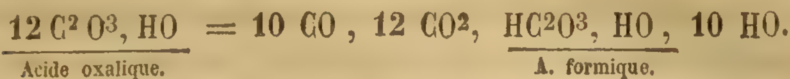
d'hydrogène. On reconnaîtra le gaz fourni par le charbon de bois en combustion aux caractères suivants : il est incolore et inodore; il éteint les corps allumés, il rougit faiblement le tournesol, est très-peu soluble dans l'eau, précipite en blanc l'eau de chaux, et ne s'enflamme pas par l'approche d'un corps en combustion. Agité avec de la potasse caustique en dissolution, il lui cède l'acide carbonique, et le gaz restant continue à éteindre les corps enflammés, mais ne rougit plus le tournesol, ne se dissout plus dans l'eau, ne précipite plus l'eau de chaux, et ne s'enflamme pas davantage lorsqu'on l'approche d'un corps en combustion. On a improprement désigné sous le nom d'*asphyxie par la vapeur du charbon* la maladie grave et si souvent mortelle qui est le résultat de l'action de cette vapeur; on voit en effet qu'elle constitue un véritable empoisonnement. Quelquefois les magistrats ont posé aux experts les questions suivantes : 1° *Quelle est la quantité de charbon qu'il faudrait brûler pour empoisonner tel ou tel individu ?* 2° *Quelle est la proportion de cendres que peut fournir une quantité donnée de charbon ?* Ces questions sont presque toujours, pour ne pas dire toujours, insolubles, à moins que pour résoudre la dernière il ne reste dans la chambre où l'empoisonnement a eu lieu une partie du charbon employé. On conçoit, en effet, qu'il y ait des variétés infinies à cet égard suivant l'âge et la constitution des individus, la nature du charbon, la quantité de cendres qui pouvait exister dans le fourneau, avant d'y avoir introduit le charbon, etc.

DE L'ACIDE OXALIQUE. $C^2 O^3 HO$. Équivalent = 562,5.

L'acide oxalique se trouve libre dans les pois chiches; il existe uni à la potasse ou à la chaux dans l'oseille, dans un très-grand nombre de lichens crustacés, d'*oxalis* et de *rumex,* dans certains calculs urinaires, etc.; on le trouve aussi dans le règne minéral combiné avec l'oxyde de fer. Il cristallise en longs prismes quadrangulaires, incolores, transparents, et terminés par des sommets dièdres, d'une saveur très-acide, et rougissant fortement l'*infusum* de tournesol : ces cristaux sont formés de $C^2 O^3$, 3 HO ; il est impossible d'obtenir cet acide sans eau. A l'état anhydre, il est toujours combiné avec les bases et ne contient point d'hydrogène; aussi l'oxalate d'or décomposé par le feu ne donne-t-il que de l'or et de l'acide carbonique.

Si l'on chauffe l'acide oxalique $C^2 O^3$, 3 HO, il entre en fusion vers 100°, perd 28 p. 100 d'eau et devient $C^2 O$, HO. Vers 180°, il se partage

en deux parties : l'une, très-abondante, se sublime; l'autre se décompose, et donne 5 volumes de gaz oxyde de carbone, 6 de gaz acide carbonique, et de l'acide formique.



$$\underbrace{12\,C^2O^3, HO}_{\text{Acide oxalique.}} = 10\,CO,\ 12\,CO^2,\ \underbrace{HC^2O^3, HO,}_{\text{A. formique.}}\ 10\,HO.$$

Mis dans le vide, l'acide $C^2O^3, 3\,HO$, perd aussi deux équivalents d'eau. Il s'effleurit à l'air et devient C^2O^3, HO. Il se dissout dans 8 parties d'eau à 15°, et dans son poids d'eau bouillante et dans beaucoup moins s'il renferme de l'acide azotique; il est soluble dans l'alcool. Il précipite l'eau de chaux et tous les sels calcaires solubles, sans en excepter le sulfate; le précipité est *insoluble* dans un excès d'acide oxalique : cette propriété rend cet acide précieux dans les laboratoires, où il est souvent employé comme réactif. Il forme avec la potasse et la soude des sels neutres solubles, qui deviennent moins solubles et se précipitent si l'on ajoute un excès d'acide. Si l'on met en contact avec le zinc ou le fer l'acide oxalique dissous dans l'eau, celle-ci est décomposée; il se dégage du gaz hydrogène, et l'oxyde formé se combine avec l'acide oxalique. Il réduit les sels d'or et particulièrement le chlorure, même lorsqu'il est en petite quantité et en dissolution très-affaiblie; il se forme de l'acide carbonique; l'hydrogène de l'eau s'unit au chlore du chlorure, et son oxygène au carbone de l'acide oxalique.

Les corps oxygénants, tels que l'acide azotique, le bioxyde de manganèse, l'acide chromique, etc., lui cèdent de l'oxygène en donnant naissance à de l'acide carbonique : ainsi avec le bioxyde de manganèse on obtient :



$$\underbrace{2\,C^2O^3}_{\text{A. oxalique.}},\ \underbrace{Mn\,O^2}_{\text{Bioxyde.}} = \underbrace{Mn\,O\ C^2O^3}_{\text{Oxal. de protoxyde.}},\ \underbrace{2\,CO^2}_{\text{A. carbonique.}}$$

Si l'on fait chauffer l'acide oxalique monohydraté ou trihydraté avec l'acide sulfurique concentré, celui-ci le décompose, s'empare de son eau, et le réduit en volumes égaux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone. Versé dans un *solutum* d'azotate d'argent, il fournit un oxalate blanc, insoluble, lourd, qui, desséché et chauffé à la flamme d'une bougie, brunit sur les bords, détone légèrement, se dissipe en grande partie en fumée blanche, et laisse de l'argent métallique; le papier qui a servi à filtrer la liqueur brûle comme s'il avait été imprégné d'azotate de potasse.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° l'action de sa

dissolution aqueuse sur les sels solubles de chaux et d'argent ; 3° l'action du feu à 180° c.

L'acide oxalique *anhydre,* celui qui existe, par exemple, dans l'oxalate d'or, est formé de 33,33 de carbone et de 66,67 d'oxygène.

Usages. On emploie l'acide oxalique dans quelques fabriques de toiles peintes pour détruire les couleurs à base de fer ; on s'en sert aussi pour récurer des ustensiles en cuivre et pour enlever les taches d'encre.

Empoisonnement. L'acide oxalique est très-vénéneux ; il faut savoir que quelquefois, en s'en rapportant à sa cristallisation, on l'a confondu avec les sulfates de magnésie et de soude des pharmacies.

Il est promptement absorbé, surtout lorsqu'il est étendu d'eau, et donne lieu aux accidents les plus graves, qui ne tardent pas à être suivis de la mort. Pour le déceler dans les matières vomies et dans celles que l'on a trouvées dans le canal digestif, on étend ces matières d'eau, puis on les fait bouillir pendant quelques instants pour séparer une grande portion de la matière organique ; on filtre ; la liqueur limpide, dans laquelle existe l'acide oxalique, est évaporée presque jusqu'à siccité. On la laisse refroidir, puis on l'agite avec de l'alcool concentré, qui dissout l'acide, du moins en grande partie, et sépare encore de la matière organique ; on évapore cette dissolution alcoolique et l'on obtient l'acide cristallisé. On traiterait de nouveau par l'alcool si l'acide retenait de la matière animale, et qu'il ne pût pas cristalliser. Il faut se garder, comme on l'a conseillé, de se borner à verser dans les liquides suspects les réactifs propres à reconnaître l'acide oxalique, tels que les sels de chaux et d'argent, car ces sels précipiteraient aussi bien l'acide oxalique que l'oxalate soluble de potasse, et même que les potages à l'oseille filtrés ; en agissant avec l'alcool *concentré,* au contraire, on ne dissout ni l'oxalate de potasse pur, ni celui que contient l'oseille.

On doit combattre l'empoisonnement dont il s'agit par les moyens indiqués à l'occasion de l'acide sulfurique (voy. p. 144 et ma *Médecine légale,* tome III, 4e édition).

Préparation. On introduit dans une cornue une partie de sucre ou d'amidon et huit parties d'acide azotique à 1,42 de densité, étendu de dix parties d'eau ; toutefois il faut diviser l'acide en trois portions, et les mettre successivement sur le sucre ou sur l'amidon, à une heure d'intervalle. Pendant l'ébullition, l'acide azotique est décomposé et transformé en acide hypoazotique, qui se dégage sous forme de vapeurs rutilantes ; l'oxygène de l'acide azotique décomposé se combine avec l'hydrogène et le carbone du sucre ou de l'amidon, et donne naissance à de l'eau et à de l'acide carbonique. L'acide oxalique produit se trou-

vant dans la liqueur, on évapore celle-ci, et l'acide cristallise par refroidissement. Si les cristaux retenaient des traces d'acide azotique, il faudrait les dissoudre dans l'eau et procéder à une nouvelle cristallisation. Le sucre donne plus de la moitié de son poids d'acide oxalique, tandis que l'amidon n'en fournit guère que la huitième partie de son poids. En traitant la lichénine par l'acide azotique, comme je viens de le dire pour le sucre et l'amidon, on obtient encore plus d'acide oxalique, d'après Guérin de Varry (voy. *Acide oxalhydrique*).

Pendant longtemps on a préparé l'acide oxalique, en traitant le sel d'oseille (bioxalate de potasse) par l'acétate de plomb; l'oxalate de plomb insoluble formé était lavé et décomposé par l'acide sulfhydrique en sulfure de plomb noir insoluble et en acide oxalique qui restait en dissolution.

L'acide oxalique est encore le résultat de l'action à chaud sur les matières organiques de tous les corps qui retiennent faiblement leur oxygène, tels que l'acide plombique, le permanganate de potasse, etc., ou bien de l'hydrate de potasse sur l'amidon, le ligneux, le sucre, etc., que l'on chauffe.

DE L'ACIDE MÉSOXALIQUE. $C^3 O^4$, 2 HO.

Lorsqu'on fait bouillir une dissolution saturée d'*alloxanate de baryte,* il se forme du mésoxalate de baryte et de l'urée; on traite par l'alcool, qui dissout l'urée, et l'on sépare l'acide mésoxalique du sel de baryte, à l'aide de l'acide sulfurique.

L'acide mésoxalique rougit le tournesol, se dissout dans l'eau, et fournit avec les sels d'argent, par l'addition de l'ammoniaque, un précipité jaune, qui, chauffé légèrement, noircit et se réduit en dégageant de l'acide carbonique et en donnant de l'azotate d'ammoniaque.

DE L'ACIDE RHODIZONIQUE. $C^7 O^7$, 3 HO.

Lorsqu'on prépare du potassium au moyen d'un mélange de carbonate de potasse et de charbon, on obtient dans le récipient des flocons gris-verdâtres, qui étant exposés à l'air humide se transforment peu à peu, sans s'enflammer, en une matière d'un rouge écarlate, qui est du rhodizonate de potasse; ce sel, privé de l'excès de potasse qu'il contient en le lavant avec de l'alcool, dans lequel il est insoluble, offre la composition suivante 3 KO, $C^7 O^7$. L'acide nouveau qui est produit sous cette influence est donc formé de carbone et d'oxygène seulement. On l'ob-

tient en traitant le rhodizonate de potasse par l'alcool acidulé par l'acide sulfurique ; il se dépose du sulfate de potasse, et l'acide rhodizonique reste dissous dans l'alcool ; on fait évaporer.

L'acide rhodizonique cristallise en aiguilles fines, incolores, d'une saveur aigrelette, astringente, solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther, rougissant le tournesol. Il ne s'altère pas à 100° c. Il forme avec les bases des rhodizonates rouges ; ceux qui sont dissous sont changés, par l'ébullition, en oxalates et en croconates.

DE L'ACIDE CROCONIQUE. $C^5 O^4, HO$.

L'acide croconique est jaune et d'une saveur acide astringente ; il rougit fortement le tournesol et cristallise facilement en prismes, les cristaux sont solubles dans l'eau et l'alcool. Il sature bien les bases, et tous les croconates qui en résultent sont jaunes et insolubles dans l'alcool, à l'exception du croconate d'ammoniaque. Il n'est pas décomposé à 100° c. On obtient cet acide en décomposant, par l'alcool sulfurique, le croconate de potasse ; on prépare celui-ci en faisant bouillir dans l'eau, avec un excès d'alcali, les rhodizonates (voy. *A. rhodizonique*).

DE L'ACIDE MELLITIQUE. $C^8 O^3, HO$.

Cet acide a été découvert par Klaproth, combiné avec l'alumine dans un minéral très-rare qui porte le nom de mellite. Pour l'extraire, on pulvérise le minerai et on le traite à chaud par le carbonate de potasse : il en résulte du mellitate de potasse soluble, que l'on change en mellitate de plomb par doubles décompositions, à l'aide de l'acétate de plomb ; celui-ci, traité ensuite par le gaz acide sulfhydrique, met en liberté l'acide mellitique. Cet acide cristallise en prismes déliés, d'une saveur acide, fusibles, indécomposables à 300° ; à une température plus élevée, une partie se décompose et l'autre se sublime. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il est très-stable, et ne peut être attaqué par les acides sulfurique ou azotique concentrés même bouillants, qui le dissolvent. Il forme avec les bases des sels qui sont en général moins solubles que les oxalates.

DES COMPOSÉS DE CHLORE ET D'OXYGÈNE.

Ces composés sont au nombre de sept, savoir :

L'acide hypochloreux. . .	=	$Cl\,O$
L'acide chloreux.	=	$Cl\,O^3$
L'acide hypochlorique. . .	=	$Cl\,O^4$
L'acide chlorique.	=	$Cl\,O^5$
L'acide perchlorique. . . .	=	$Cl\,O^7$
L'acide chlorochlorique. .	=	$2\,Cl\,O^5\,Cl\,O^3$
L'acide chloroperchlorique	=	$2\,Cl\,O^7\,Cl\,O^3$

DE L'ACIDE HYPOCHLOREUX. Cl O. Équivalent = 543,2.

Cet acide, qui est le premier degré d'oxygénation du chlore, a été découvert en 1834 par M. Balard.

On le connaît sous trois états : gazeux, liquide anhydre, et dissous dans l'eau. A l'état de *gaz*, l'acide hypochloreux est jaune rougeâtre, d'une odeur vive et pénétrante, d'une saveur des plus énergiques ; son poids spécifique est de 2,977. L'eau en dissout à zéro, au moins 200 fois son volume. A un froid de — 20 degrés, sous la pression ordinaire de l'atmosphère, il se liquéfie et constitue l'acide liquide *anhydre*.

Acide hypochloreux liquide anhydre. Il est rouge comme le sang artériel et plus dense que l'eau ; il bout entre 19° et 20° au-dessus de zéro, et donne une vapeur jaune rougeâtre ; sous l'influence d'une légère chaleur, il détone en se décomposant. La lumière solaire le décompose également, mais sans détonation.

Le carbone, le soufre, le sélénium, l'hydrogène, le phosphore, le brome, l'iode, l'arsenic, le potassium, et l'antimoine en poudre, le décomposent instantanément avec une forte détonation et une vive lumière.

Il est formé de 81,59 de chlore, et de 18,41 d'oxygène.

Acide hypochloreux dissous dans l'eau. Cet acide, qu'il provienne de la dissolution du précédent ou du gaz dans l'eau, est jaune orangé ; il a une action très-caustique sur la peau, qu'il désorganise et détruit rapidement ; il enflamme l'arsenic en produisant, dans le sein même du liquide, une belle lumière bleue ; il transforme subitement le sulfure de plomb en sulfate ; il fait naître dans les sels de plomb un précipité d'oxyde puce. Le pouvoir décolorant d'un volume de ce corps est 400 fois aussi grand que celui du chlore. Pour l'obtenir M. Williamson propose de saturer de chlore gazeux une solution neutre de sulfate de

soude, et de procéder à la distillation; l'acide hypochloreux passe dans le récipient dès le commencement de l'opération; chaque portion successive en renferme de moins en moins que la précédente; par l'action du chlore, il se forme de l'acide hypochloreux, du chlorure de sodium, et du bisulfate de soude. (*Journal de chimie médicale,* mars 1846.)

Préparation de l'acide gazeux. On fait passer du chlore bulle à bulle dans un flacon d'eau de lavage, et de là dans deux tubes, dont le premier est rempli de chlorure de calcium pour le dessécher, et l'autre de bioxyde de mercure précipité et calciné jusqu'à une température *voisine* de celle à laquelle il se décompose. Ce dernier tube est soudé à un autre d'un diamètre plus étroit, dont l'extrémité plonge dans le flacon que l'on veut remplir d'acide hypochloreux ; l'air en est bientôt expulsé par ce dernier gaz. (Pelouze, *Annales de chimie,* février 1843.)

DE L'ACIDE CHLOREUX. $Cl\,O^3$. Équivalent = 743,2.

Ce corps a été découvert par M. Millon; il se produit toutes les fois qu'on désoxyde le chlorate de potasse à une température qui ne dépasse pas $57° + 0$. L'acide azotique est l'intermédiaire le plus favorable pour la désoxydation de l'acide chlorique du chlorate de potasse ; lorsqu'on enlève de l'oxygène à l'acide azotique, celui-ci le reprend aussitôt à l'acide chlorique, qu'il convertit en acide chloreux; aussi obtient-on cet acide toutes les fois qu'on ajoute une substance désoxydante (métal, oxyde inférieur, sucre, gomme, amidon, acide tartrique, etc.) à une dissolution de chlorate de potasse dans l'acide azotique. Il en résulte que l'acide chloreux est inerte à l'égard de presque tous les métaux et de presque toutes les substances organiques.

Il est gazeux à la température ordinaire, et ne se liquéfie pas à $15° - 0°$; il est d'un jaune verdâtre; son odeur rappelle celle du chlore. Il décolore le tournesol et le sulfate d'indigo; son poids spécifique est de 2,646. L'eau peut en dissoudre cinq ou six fois son volume à la température ordinaire.

Il se décompose à la température de $57° + 0°$, mais en produisant une secousse très-faible et en donnant naissance à du chlore et à de l'acide perchlorique: c'est encore ce dernier acide qui se forme lorsque l'acide chloreux est soumis aux températures les plus élevées.

Enfermé dans un flacon sec et abandonné à la lumière diffuse, il se convertit en acide perchlorique solide, dont les cristaux recouvrent les parois du flacon. Le gaz parfaitement sec, exposé à la lumière la plus vive (celle du matin agit beaucoup plus efficacement que celle du soir),

se convertit en un liquide d'un rouge brun 2 Cl O^7, Cl O^3, si l'on empêche la température du flacon de dépasser + 20°, ce qui se réalise très-bien en plongeant le flacon bien bouché dans une grande cloche de verre pleine d'eau. Ce liquide, d'un rouge brun, constitue une nouvelle combinaison de chlore et d'oxygène, qui se dédouble au contact des bases en perchlorate et en chlorite.

Ce liquide est tellement fumant au contact de l'air humide, qu'il suffit d'en verser quelques gouttes dans un appartement fraîchement arrosé pour le rendre entièrement nébuleux ; le phénomène s'accomplit en petit dans un flacon de plusieurs litres. Le liquide rouge 2 Cl O^7, Cl O^3 (acide chloroperchlorique) finit par se transformer en acide perchlorique. L'expérience du flacon nébuleux démontre que certains phénomènes physiques peuvent se lier à des phénomènes chimiques qui n'ont qu'une existence transitoire, et qui passent ainsi inaperçus. Sans la découverte du liquide rouge et de ses propriétés, la production du nuage qui remplit le flacon serait entièrement inexplicable. Le liquide rouge qui donne lieu aux vapeurs se forme peu à peu, et se détruit presque aussitôt.

L'acide chloreux fulmine avec presque tous les corps non métalliques, s'ils sont secs.

L'eau dissout sept à huit fois son volume de gaz acide chloreux ; cette dissolution participe des propriétés du gaz ; elle donne des chlorites avec quelques oxydes métalliques.

L'acide chloreux présente ce caractère essentiel, qu'il n'est pas détruit par l'acide arsénieux, comme les autres composés du même genre.

Il détruit au contraire le sulfate d'indigo. L'acide carbonique le déplace de ses combinaisons.

Il est formé de 59,63 de chlore et de 40,37 d'oxygène.

Préparation. On l'obtient en versant dans un petit ballon un mélange de 1 partie d'acide tartrique, de 4 de chlorate de potasse, et 6 d'acide azotique pesant 1,327, et de 8 d'eau ; on adapte au col de ce ballon un tube qui communique avec un flacon de lavage, dans lequel on obtient l'acide dissous, et d'où l'on peut le retirer gazeux en joignant à ce vase un tube qui se rend dans un autre tube plus large, contenant du chlorure de calcium ; de ce dernier, le gaz est conduit dans un flacon plongeant dans un autre flacon sec et plein d'air, comme pour recueillir le chlore sec et gazeux (voy. pag. 67).

On doit chauffer de manière à ne pas dépasser la température de 45° à 50° + 0°. L'opération est terminée quand le mélange se décolore, mais l'acide chloreux est mêlé d'acide carbonique.

Dans cette réaction, comme on le voit, l'hydrogène et le carbone de l'acide tartrique ont désoxygéné l'acide azotique, lequel, à son tour, a désoxygéné l'acide chlorique, et il s'est formé de l'eau et de l'acide carbonique : aussi, quand on désire obtenir l'acide pur et *gazeux*, faut-il employer l'acide arsénieux comme matière désoxydante (acide arsénieux, 15 p.; chlorate, 20 p.; acide azotique, 60 p.; eau, 20 p.).

DE L'ACIDE HYPOCHLORIQUE. $Cl\,O^4$. Équivalent = 843,2.
(OXYDE DE CHLORE du comte de Stadion.)

Cet acide, isolé par M. Millon en 1841, offre une grande analogie de propriétés avec l'acide hypoazotique.

Lorsqu'au lieu de traiter le chlorate de potasse par la méthode du comte Stadion ou par celle de Gay-Lussac, on introduit 100 grammes environ d'acide sulfurique du commerce dans une capsule de platine ou d'argent que l'on refroidit, en la tenant au milieu d'un mélange de glace et de sel marin, et qu'on y projette ensuite peu à peu 15 ou 20 grammes de chlorate de potasse, jusqu'à ce que l'acide ait pris une consistance huileuse très-épaisse, on voit l'acide sulfurique se colorer promptement en jaune, puis en rouge, et s'arrêter à une teinte d'un beau rouge de sang.

Si l'on porte l'acide sulfurique ainsi coloré dans un appareil distillatoire composé d'une cornue munie d'un ballon, et qu'on maintienne le ballon dans un mélange réfrigérant, tandis qu'on place la cornue dans un bain-marie qu'on ne chauffe pas au-dessus de 30°, il distille un liquide rouge, qui est l'acide *hypochlorique*. Tous les procédés de préparation décrits avant les travaux de M. Millon fournissaient cet acide à l'état de gaz mélangé de chlore, d'oxygène et d'acide chloreux.

L'acide hypochlorique liquide entre en ébullition à 20° et fournit le gaz. Dans cet état, il est d'un vert brunâtre; il répand à l'air des vapeurs, détone violemment à 60°, et se décompose en deux volumes de chlore et quatre d'oxygène ; cette décomposition est accompagnée de lumière : on prévoit déjà que la préparation de cet acide est excessivement dangereuse, et qu'elle exige les plus grandes précautions. Il se comporte avec les autres corps comme les acides chloreux et chlorique; par la chaleur il se dédouble en acides chloreux et chlorique ; il ne se forme pas la moindre trace de chlorure, comme on l'avait toujours prétendu, lorsqu'on agissait sur un produit impur. Il détone de même avec tous les corps simples qui ne sont pas métalliques. Il ne donne pas d'*hypochlorates* avec les bases; on n'obtient que des *chlorates* et

des *chlorites ;* sa composition est donc analogue à celle de l'acide hypoazotique.



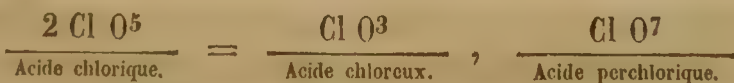
$$\underbrace{2\ Cl\ O^4}_{\text{A. hypochlorique.}},\ \underbrace{2\ KO}_{\text{Potasse.}} = \underbrace{KO\ Cl\ O^5}_{\text{Chlorate de pot.}},\ \underbrace{KO\ Cl\ O^3}_{\text{Chlorite de pot.}}$$

Il est formé de 52,56 de chlore et de 47,44 d'oxygène.

DE L'ACIDE CHLORIQUE. $Cl\ O^5$. Équivalent = 943,2.

L'*acide chlorique* a été découvert par Gay-Lussac en 1814; il ne se trouve jamais dans la nature, mais il fait partie constituante des *chlorates,* sels préparés par l'art, et connus pendant longtemps sous le nom de *muriates suroxygénés.*

L'acide chlorique obtenu en 1831 par Sérullas est liquide, *jaunâtre,* d'une *odeur* particulière, et n'a pas l'aspect huileux; il diffère par conséquent de celui qu'avait décrit Gay-Lussac, et qui est incolore, inodore et oléagineux. Il rougit d'abord le tournesol et le décolore très-promptement. Par une douce chaleur, on peut le concentrer sans qu'il se décompose sensiblement et sans qu'il se volatilise; chauffé plus fortement, il se décompose en acide chloreux qui se dégage, et en acide *perchlorique,* qui distille sous forme d'un liquide incolore, dense, adhérent aux parois de la cornue, tant qu'on ne le chauffe pas assez pour le faire couler dans le récipient. Il est évident que dans cette expérience une partie de l'oxygène de l'acide chlorique décomposé s'est portée sur la portion d'acide non décomposé qu'il a transformé en acide *perchlorique.*



$$\underbrace{2\ Cl\ O^5}_{\text{Acide chlorique.}} = \underbrace{Cl\ O^3}_{\text{Acide chloreux.}},\ \underbrace{Cl\ O^7}_{\text{Acide perchlorique.}}$$

La lumière n'altère pas l'acide chlorique. Il ne paraît pas éprouver de changement à l'*air.* L'*iode* s'empare de son oxygène pour former de l'acide iodique, et il se dégage du chlore. Le *chlore* et le *brome* n'exercent aucune action sur lui.

Caractères distinctifs. 1° L'acide *sulfureux* le décompose, même à froid, lui enlève son oxygène, et il se forme de l'acide sulfurique et de l'acide chlorhydrique.



$$\underbrace{6\ SO^2}_{\text{A. sulfureux.}},\ \underbrace{Cl\ O^5\ HO}_{\text{A. chlorique.}} = \underbrace{6\ SO^3}_{\text{A. sulfurique.}},\ \underbrace{H\ Cl}_{\text{A. chlorhydrique.}}$$

2° Il ne précipite pas les sels d'argent. 3° Un papier brouillard sec, plié en plusieurs doubles, qu'on plonge dans cet acide et qu'on retire, s'enflamme vivement, et il se développe une odeur forte, analogue à celle de l'acide azotique. 4° S'il est concentré et qu'on le verse sur de l'alcool à 40 degrés contenu dans un verre à pied, il y a ébullition, dégagement de chlore, et formation d'acide acétique ; s'il y a très-peu d'alcool et beaucoup d'acide, l'action est très-violente, et il y a inflammation. Il est formé de 47 de chlore et de 53 d'oxygène.

Extraction. Sérullas obtenait l'acide chlorique en décomposant une dissolution chaude de chlorate de potasse par l'acide hydrofluosilicique, qui précipite la base et laisse l'acide chlorique mêlé avec l'excès d'acide hydrofluosilicique ; on sature par l'eau de baryte, qui forme avec ce dernier acide un sel insoluble, et avec l'acide chlorique du chlorate soluble : on décompose le chlorate de baryte par l'acide sulfurique étendu d'eau ; il ne reste plus qu'à concentrer à une douce chaleur l'acide chlorique, en arrêtant l'évaporation au moment où la liqueur commence à jaunir.

DE L'ACIDE PERCHLORIQUE $Cl\,O^7$. Équivalent = 1143,2.

Il est solide, *anhydre,* très-acide, rougissant le tournesol sans détruire sa couleur, inodore, volatil à 140°, se décomposant au rouge vif en chlore et en oxygène, et très-soluble dans l'eau. L'acide *hydraté* peut être concentré par la chaleur jusqu'à ce qu'il ait acquis la densité de 1,65, celle de l'eau étant 1. S'il bout dans un tube, et qu'on présente à sa vapeur, près de l'orifice, du papier sec, celui-ci s'enflamme vivement ; mais il ne s'enflamme pas lorsque l'acide est liquide et froid, comme le fait l'acide chlorique; cependant le papier ainsi trempé, mis en contact avec un charbon incandescent, lance de vives étincelles avec un violent pétillement et souvent avec détonation. Quand l'acide perchlorique est concentré, il répand quelques vapeurs à l'air et en attire promptement l'humidité.

L'acide *sulfureux* n'exerce aucune action sur lui, ce qui le distingue encore de l'acide chlorique. Si on le distille avec cinq fois son volume d'acide sulfurique concentré, il peut être obtenu cristallisé; cependant l'acide sulfurique le décompose en partie en chlore et en oxygène, surtout par l'action de la chaleur. Il forme avec les oxydes métalliques des *perchlorates,* qui jouissent de propriétés qui ne permettent pas de les confondre avec les chlorates.

Caractères distinctifs. Son action sur l'acide sulfureux, sur la potasse

et la soude, et sur le papier sec. Il est formé de 38,77 de chlore et de 61,23 d'oxygène.

L'acide perchlorique peut servir à distinguer la soude de la potasse et leurs sels, et même à séparer ces deux bases l'une de l'autre ; en effet, il forme avec la soude un sel déliquescent, très-soluble dans l'alcool, tandis qu'il fournit avec la potasse un sel très-peu soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool.

Préparation. On introduit dans une cornue 500 p. de perchlorate de potasse pur, 1,000 p. d'acide sulfurique contenant un dixième de son poids d'eau et exempt d'acide azotique. On adapte à la cornue une allonge munie d'un long tube qui se rend dans un récipient tubulé entouré d'eau froide; on évite de luter l'appareil avec des matières organiques; on chauffe lentement à 150° et de manière à ne pas faire bouillir. L'acide perchlorique distille dans le ballon; mais comme il contient un peu de chlore et d'acide sulfurique, on le purifie en le traitant successivement par le sulfate d'argent et par le carbonate de baryte hydraté. (Nativelle, *Journal de pharmacie,* année 1842.) Quant au *perchlorate* de potasse, on l'obtient en chauffant dans une cornue, *jusqu'à un certain point,* le chlorate; si la température dépassait 400°, il ne resterait que du chlorure de potassium dans la cornue (voy. *Extraction de l'oxygène*, p. 38); si, au contraire, on chauffe seulement jusqu'à ce que le sel, auparavant fondu et fluide, ait acquis une consistance pâteuse, il reste dans la cornue un mélange de *perchlorate* de potasse et de chlorure de potassium. En traitant ce mélange par une petite quantité d'eau *froide,* on dissout le chlorure, sans toucher sensiblement au perchlorate : on dissout alors celui-ci dans l'eau bouillante, et on le fait cristalliser.

DE L'ACIDE CHLOROCHLORIQUE. $2\,Cl\,O^5, Cl\,O^3$.

Il est gazeux, susceptible d'être liquéfié dans un mélange réfrigérant. Il bout à 32° et détone à 70°. On l'obtient en traitant le chlorate de potasse par l'acide chlorhydrique.

DE L'ACIDE CHLOROPERCHLORIQUE. $2\,Cl\,O^7, Cl\,O^3$.

Lorsqu'on expose à la lumière de l'acide chloreux humide, il se forme un liquide rouge, qui est l'acide chloroperchlorique.

Je terminerai en disant que presque toutes les combinaisons oxygénées du chlore peuvent se représenter par la réunion de l'acide chloreux à l'acide perchlorique. Ainsi :

$Cl\,O^3$.		Acide chloreux.
$Cl\,O^7$.		Acide perchlorique.
$Cl\,O^3,\ \ Cl\,O^7$	$= 2\,Cl\,O^5$	Acide chlorique.
$2\,Cl\,O^3,\ \ Cl\,O^7$	$= Cl^3\,O^{13}$	Acide chlorochlorique.
$3\,Cl\,O^3,\ \ Cl\,O^7$	$= 4\,Cl\,O^4$	Acide hypochlorique.
$Cl\,O^3,\ 2\,Cl\,O^7$	$= Cl^3\,O^{17}$	Acide chloroperchlorique.

(Millon, *Ann. de chimie*, t. VII ; 1843.)

DE L'ACIDE BROMIQUE. Br O^5. **Équivalent** = 1478,30.

L'acide bromique, découvert par M. Balard, n'existe point dans la nature. Il est sous forme d'un liquide à peine odorant, d'une saveur très-acide, nullement caustique. Il rougit d'abord le papier de tournesol, puis le décolore. Chauffé, il se vaporise en partie, tandis qu'une autre portion se décompose en brome et en oxygène.

Caractères distinctifs. 1° Les acides iodhydrique, chlorhydrique, sulfhydrique, et ceux qui ne sont pas saturés d'oxygène, le décomposent, s'emparent de l'oxygène qui entre dans sa composition et séparent le brome. 2° L'acide bromique précipite en blanc l'azotate d'argent et les dissolutions concentrées de plomb. 3° Mis en contact avec de l'alcool à 40 degrés, il se colore ; le mélange s'échauffe, bout ; il se dégage des vapeurs de brome et d'éther acétique ; il ne se forme point d'acide carbonique. (Sérullas.)

Il est composé de 66,17 de brome et de 33,83 d'oxygène.

Préparation. On traite le chlorure de brome par l'eau de baryte ; la baryte est décomposée, et l'on obtient du bromate de baryte peu soluble et du chlorure de baryum beaucoup plus soluble. On décante pour séparer le bromate de baryte, que l'on décompose par l'acide sulfurique affaibli ; il se forme du sulfate de baryte insoluble et de l'acide bromique qui reste en dissolution.

On peut également décomposer le bromate de potasse par l'acide hydrofluosilicique, comme je l'ai dit en parlant de l'acide chlorique (voyez page 176).

Il existerait, suivant M. Balard, un acide *hypobromeux* correspondant à l'acide hypochloreux, et qui, comme ce dernier, serait le résultat de l'action du brome sur un excès de dissolution affaiblie de potasse.

DES COMPOSÉS D'IODE ET D'OXYGÈNE.

Ils sont au nombre de trois :

L'acide hypoiodique. . . = IO^4
L'acide iodique. . . . . = IO^5
L'acide heptaiodique. . . = IO^7

DE L'ACIDE HYPOIODIQUE.

Lorsqu'on combine l'acide sulfurique avec l'acide iodique, et que l'on chauffe le composé, il se produit de l'acide hypoiodique, IO^4, qui est sans intérêt, en même temps qu'il paraît se former une combinaison d'acide hypoiodique et d'un acide iodeux dont l'existence n'est pas encore bien démontrée $= 4\ IO^4, IO^3$.

DE L'ACIDE IODIQUE. IO^5. Équivalent = 2078,20.

L'acide *iodique* est constamment le produit de l'art. Il est sous forme de croûtes cristallisées, blanches ; il est plus pesant que l'acide sulfurique, et doué d'une odeur particulière, à travers laquelle on ne peut méconnaître celle de l'iode ; à la vérité, cette odeur n'est bien manifeste qu'au moment où l'on ouvre les flacons où il est resté enfermé ; sa saveur est fort aigre et astringente ; il rougit d'abord les couleurs bleues végétales et les détruit ensuite.

Si on élève sa *température* jusqu'à 400° environ, il se décompose entièrement et se transforme en *iode* et en gaz *oxygène*.

Chauffé avec du *charbon* ou du *soufre,* il est décomposé, cède son oxygène à ces corps simples, et il se produit une détonation. L'acide *borique* se dissout, à l'aide de la chaleur, dans la dissolution de cet acide.

L'acide *sulfureux,* versé dans la dissolution d'acide iodique, le décompose, lui enlève son oxygène, et en sépare instantanément de l'iode.

L'acide iodique peut être hydraté ou anhydre.— *Hydraté par un* équivalent d'eau IO^5, HO. Il est très-soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool à 35 degrés de l'aréomètre ; il perd $^2/_3$ d'équivalent d'eau à 130° + 0, ou bien à une température longtemps continuée de 30° à 40° dans une atmosphère sèche. *Hydraté par* $^1/_3$ d'équivalent d'eau $3\ IO^5, HO$. Il est soluble dans l'eau, qui le transforme aussitôt en IO^5, HO ; mais il est insoluble dans l'alcool. On l'obtient soit par l'action d'une chaleur convenable, soit par l'action de l'alcool absolu sur IO^5, HO.

L'acide iodique est sans usages. Il a été découvert en 1814 par Gay-

Lussac, mais ce savant ne l'avait obtenu qu'à l'état liquide et combiné avec un peu d'acide sulfurique. H. Davy a décrit le premier l'acide iodique privé d'eau.

Acide anhydre IO^5. On le forme en chauffant l'un ou l'autre des deux acides précédents jusqu'à 170° + 0° (Millon).

Caractères distinctifs. 1° Il donne de l'oxygène et de l'iode à 400°, 2° l'acide sulfureux en sépare de l'iode.

Il est formé de 75,94 d'iode et de 24,06 d'oxygène.

On introduit dans un ballon de verre 80 grammes d'iode pur, 75 gr. de chlorate de potasse, 1 gramme d'acide azotique, et 400 grammes d'eau. On porte le liquide à l'ébullition, et l'on retire le ballon du feu dès que le chlore commence à se dégager abondamment; pendant cette réaction, l'iode a été complétement converti en acide iodique. On verse dans la dissolution 90 grammes d'azotate de baryte dissous dans l'eau; il se dépose aussitôt de l'iodate de baryte qu'on lave parfaitement; on fait bouillir ce sel pendant une demi-heure avec 40 grammes d'acide sulfurique additionné de 150 grammes d'eau; on filtre, on évapore, et l'acide iodique séparé de l'iodate par l'acide sulfurique *cristallise* par le refroidissement. Cet acide ne cristallise que parce qu'il retient un peu d'acide sulfurique; on le débarrasse de cet acide en le faisant bouillir avec un peu d'iodate de baryte; mais alors l'acide iodique se trouve contenir un peu d'acide azotique, provenant de l'azotate de baryte employé. Il faut évaporer l'acide iodique jusqu'à siccité, le pulvériser et le chauffer pendant quelques heures, tant qu'il répand des vapeurs blanches; toutefois on doit éviter de le décomposer. On le redissout ensuite et on le concentre de nouveau; dans cet état, il ne cristallise plus. (Millon, *Annales de chimie*, tome IX, année 1843.)

DE L'ACIDE PÉRIODIQUE (HEPTAIODIQUE). IO^7.

Équivalent = 2278,20.

L'acide periodique, découvert en 1833 par MM. Ammermuller et Magnus, est le produit de l'art.

Il est sous forme de prismes rhomboïdaux obliques, incolores, déliquescents dans un air humide, solubles dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Chauffé à l'air sec dans un bain d'acide sulfurique, il fond à 130°; à 160° il perd son eau de cristallisation.

Caractères distinctifs. 1° A 190° cent., il fournit de l'oxygène gazeux et de l'acide iodique, lequel se décompose à son tour en oxygène et en iode si la température est élevée jusqu'à 400°. 2° L'acide chlorhydrique

le transforme en acide iodique; il se dégage du *chlore*, et il y a formation d'eau; d'où il suit qu'une partie de l'oxygène de l'acide periodique s'est unie à l'hydrogène de l'acide chlorhydrique. 3° Il donne avec la soude un sel basique à peine soluble dans l'eau.

Il est formé de 69,27 d'iode et de 30,73 d'oxygène.

Préparation. On traite l'*heptaiodate orangé d'argent neutre et anhydre* par de l'eau à la température ordinaire, qui décompose le sel en acide heptaiodique qui reste dissous, et en sous-heptaiodate d'argent jaune-paille insoluble; on filtre et on fait évaporer la liqueur. Pour obtenir l'*heptaiodate d'argent*, on fait passer un courant de chlore à travers une dissolution bouillante d'iodate de soude mêlée de carbonate de soude, et on laisse refroidirla liqueur; il se dépose des houppes soyeuses d'heptaiodate de soude. On dissout ce sel dans l'acide azotique, et on le décompose par l'azotate d'argent, qui en précipite de l'heptaiodate d'argent très-peu soluble. On dissout le précipité dans l'acide azotique bouillant, et par le refroidissement de la liqueur, l'heptaiodate d'argent se dépose de nouveau.

DES COMPOSÉS DE PHOSPHORE ET D'OXYGÈNE.

Ces composés sont :

L'oxyde jaune de phosphore. .	=	$Ph^2\ O$
L'acide hypophosphoreux. . .	=	$Ph\ O$
L'acide phosphoreux.	=	$Ph\ O^3$
L'acide hypophosphorique. . .	=	$Ph^3\ O^{13} = Ph\ O^3,\ 2\ Ph\ O^5$
L'acide phosphorique.	=	$Ph\ O^5$

DE L'OXYDE DE PHOSPHORE. $Ph^2\ O$. Équivalent = 900.

On ne connaît qu'un oxyde de phosphore. Il est tantôt *jaune*, tantôt *rouge*; mais ce ne sont là que des modifications isomériques du même corps. L'oxyde *jaune* est *anhydre* ou *hydraté*.

Anhydre. Il est pulvérulent, d'un jaune-serin, inodore et insipide, plus pesant que l'eau, insoluble dans ce liquide, dans l'alcool, l'éther et les huiles fixes ou essentielles. Il n'est pas lumineux dans l'obscurité, même lorsqu'on le frotte. Il ne s'enflamme au contact de l'air qu'à une température voisine du rouge obscur; il passe alors à l'état d'acide phosphorique; chauffé à 300°, il se transforme en oxyde rouge. Les acides azotique et hypoazotique l'enflamment au contraire subitement

et le convertissent en acide phosphorique, ce qui tient sans doute à sa grande division. Il s'enflamme tout à coup dans le chlore gazeux, et il se produit de l'acide phosphorique et du perchlorure de phosphore. Le soufre ne le décompose que vers la température à laquelle il fond, et sans détonation. Il absorbe environ cinq pour cent de son poids d'ammoniaque. Il se dissout dans la potasse.

L'oxyde jaune *hydraté* $= Ph^2 O, 2 HO$, se déshydrate très-facilement, perd son eau même dans le vide; il rougit faiblement la teinture de tournesol, et se dissout sensiblement dans l'eau.

Préparation. On l'obtient pur en faisant réagir sur le chlorure de phosphore du phosphore en morceaux; on chauffe, et il se produit, par l'action de l'oxygène, de l'acide hypophosphorique et un composé d'acide phosphorique et d'oxyde de phosphore; on traite par l'eau à 80° c.; l'acide se dissout, et l'oxyde insoluble peut être séparé par le filtre.

Oxyde rouge. — Il a la couleur du minium; il ne luit pas dans l'obscurité et ne se décompose qu'à la température rouge; il se transforme alors en acide phosphorique et en phosphore, $5 Ph^2 O = Ph O^5, Ph^9$. Il ne se dissout pas dans la potasse. Pour l'obtenir, on fait brûler du phosphore sous l'eau, à l'aide de l'air atmosphérique; mais comme il contient toujours un excès de phosphore, on le débarrasse de celui-ci en le traitant soit par l'huile de naphte, soit par le sulfure de carbone, qui dissolvent le phosphore sans attaquer l'oxyde rouge.

DE L'ACIDE HYPOPHOSPHOREUX. $Ph O, 3 HO$. Équiv. = 500.

Cet acide a été découvert par Dulong en 1816; il est constamment le produit de l'art. A l'état d'*hydrate*, lorsqu'il est concentré, il est sous forme d'un liquide visqueux, incristallisable, rougissant fortement la teinture de tournesol.

Caractères distinctifs. 1° Si on chauffe l'acide hypophosphoreux avec le contact de l'air, après quelques minutes d'ébullition on aperçoit à l'extrémité du goulot une flamme phosphorescente d'un blanc jaunâtre, produite par du phosphure d'hydrogène mêlé de vapeurs de phosphure d'hydrogène liquide; il reste au fond de la fiole de l'acide phosphorique; d'où il suit que l'eau a été décomposée. 2° Il forme avec les *oxydes métalliques des sels excessivement solubles*. 3° Il décolore le sulfate rouge de manganèse, en s'emparant de l'excès d'oxygène de l'oxyde, surtout lorsqu'on élève un peu la température. 4° Il précipite l'azotate d'argent en noir. 5° Chauffé avec de l'acide sulfurique, il lui enlève

de l'oxygène et le transforme en acide sulfureux ; il se dépose du soufre, tandis que dans les mêmes circonstances l'acide phosphoreux ne donne point de dépôt de soufre.

Lorsqu'il se combine aux bases, celles-ci ne déplacent qu'un équivalent d'eau, en sorte que les hypophosphites ont pour composition générale M O, Ph O, 2 H O.

Composition. D'après Wurtz, cet acide serait composé d'un radical formé de 2 équivalents de phosphore, de 4 d'hydrogène, et de 3 équivalents d'oxygène, H^4, Ph^2, O^3. M. Rose combat cette manière de voir, et donne pour composition à l'acide hypophosphoreux Ph O. (*Annales de chimie et de phys.*, 1843.) Quoi qu'il en soit, il contient en poids 80 de phosphore et 20 d'oxygène.

Préparation. On met dans de l'eau du phosphure de baryum pulvérisé (composé de phosphore et de baryum), et l'on obtient du phosphate de baryte *insoluble*, de l'hypophosphite *soluble*, et du phosphure d'hydrogène gazeux. Il est évident que l'eau est décomposée ; l'oxygène forme avec le phosphore deux acides et de la baryte avec le baryum, tandis que l'hydrogène se dégage à l'état de phosphure d'hydrogène gazeux ; on filtre la liqueur, qui ne contient que l'hypophosphite de baryte, et on y verse de l'acide sulfurique étendu d'eau ; la baryte est précipitée à l'état de sulfate, et l'acide hypophosphoreux reste en dissolution : on le concentre par l'évaporation.

DE L'ACIDE PHOSPHOREUX. Ph O^3. Équivalent = 700.

Acide phosphoreux anhydre. Il est blanc, solide et volatil ; il absorbe rapidement l'oxygène et passe à l'état d'acide phosphorique. Une température peu élevée suffit pour l'enflammer. Il est soluble dans l'eau.

Acide phosphoreux hydraté = PHO^3, 3 HO. Il est incolore, inodore, très-sapide, fortement acide, et cristallisable en parallélipipèdes transparents. A l'air il s'oxyde très-lentement et passe à l'état d'acide phosphorique : ce phénomène a lieu plus promptement si l'acide est étendu de beaucoup d'eau. Il est soluble dans ce liquide.

Caractères distinctifs. 1° La chaleur agit sur lui comme sur l'acide hypophosphoreux ; 2° il décolore le sulfate rouge de manganèse, surtout à chaud ; 3° il précipite l'azotate d'argent en roux qui passe bientôt au noir. 4° Il forme avec les oxydes métalliques des phosphites, sels particuliers distincts des phosphates et des hypophosphites, et qui ne sont pas tous solubles : ainsi, lorsqu'on le verse dans l'eau de baryte, il produit un précipité blanc de phosphite de baryte, ce qui le distingue de

l'acide hypophosphoreux *pur*. 5° Il ne donne point de soufre quand on le chauffe avec de l'acide sulfurique.

Lorsqu'on le combine aux bases, il produit des sels qui retiennent tous un équivalent d'eau, d'où il suit que deux équivalents seulement sur trois peuvent être chassés par les bases (Wurtz).

Il est sans usages.

Il est formé de 57,14 de phosphore et de 42,86 d'oxygène.

Préparation de l'acide anhydre. On chauffe légèrement du phosphore dans un tube de verre effilé, où l'on fait passer lentement un courant d'air atmosphérique, de manière que l'oxygène ne soit jamais en excès; l'acide phosphoreux vient se condenser dans la partie froide du tube. Pour obtenir l'acide phosphoreux *hydraté,* on prend du protochlorure de phosphore (voy. page 79), on le met dans l'eau, et il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide phosphoreux; d'où il suit que l'eau est décomposée; l'oxygène se porte sur le phosphore, et l'hydrogène s'unit au chlore : on fait évaporer le mélange jusqu'en consistance sirupeuse, puis on place la liqueur sous le récipient de la machine pneumatique; tout l'acide chlorhydrique se dégage, et l'acide phosphoreux reste pur; souvent même il est cristallisé, et alors il peut être représenté par $PHO^3, 3\,HO$.



$$\frac{Ph\,Cl^3}{\text{Protochlor. de phosphore.}},\ \frac{3\,HO}{\text{Eau.}} = \frac{3\,HCl}{\text{A. chlorhydrique.}},\ \frac{Ph\,O^3}{\text{A. phosphoreux.}}$$

M. Droguet a proposé de faire arriver un courant de chlore gazeux dans un long tube rempli d'eau distillée, dont le cinquième inférieur est occupé par du phosphore (*Journ. de chimie médicale,* mai 1828); mais en agissant ainsi, on court risque, pour peu que le chlore soit en excès, de transformer l'acide phosphoreux en acide phosphorique.

DE L'ACIDE HYPOPHOSPHORIQUE. $Ph\,O^3, 2\,Ph\,O^5$.

L'acide désigné sous les noms d'acide hypophosphorique ou phosphatique peut être considéré comme une combinaison de deux équivalents d'acide phosphorique et d'un équivalent d'acide phosphoreux; car, mis en contact avec les bases, il donne pour produit des phosphates et des phosphites. On le prépare en introduisant dans un certain nombre de petits tubes de verre de petits cylindres de phosphore placés dans un entonnoir, supporté lui-même par un flacon, et recouvert d'une cloche mal fermée, afin de permettre à l'air humide de venir se renouveler avec facilité. Peu à peu le phosphore brûle; il se fait des acides phosphoreux

et phosphorique qui, combinés avec une certaine quantité d'eau, coulent sous forme d'un sirop dans l'intérieur du flacon placé sous l'entonnoir.

DE L'ACIDE PHOSPHORIQUE. Ph O^5. **Équivalent** = 900.

L'acide phosphorique n'a jamais été trouvé pur dans la nature; il y existe souvent combiné avec des oxydes métalliques, par exemple dans les phosphates de chaux, de plomb, etc., dans les os. Il est *anhydre* ou *hydraté;* mais selon les quantités d'eau qu'il contient, il offre des propriétés très-remarquables.

Acide anhydre. Lorsqu'on veut l'obtenir *anhydre,* il suffit de porter le phosphore à une température rouge sur un des points de sa surface, au contact de l'oxygène sec ou de l'air également sec, pour qu'il absorbe de suite la plus grande quantité d'oxygène qu'il puisse prendre. Pour cela on introduit un fragment de phosphore desséché dans une soucoupe de porcelaine que l'on place sous une cloche disposée sur la cuve à mercure et renfermant de l'air ou de l'oxygène desséché à l'aide d'un morceau de chaux vive. On enflamme le phosphore, et aussitôt des vapeurs blanches d'acide phosphorique viennent tapisser les parois de la cloche sous forme d'une neige légère, d'une grande blancheur. Il se produit en outre une lumière très-vive et une haute température.

Ainsi préparé, cet acide est très-avide d'eau; car il tombe presque instantanément en *deliquium* à l'air, et si on le projette par petites parties dans ce liquide, il fait entendre le même bruit que produirait un fer rouge que l'on y plongerait; on tire même souvent parti, dans les laboratoires, de cette avidité pour l'eau pour dessécher des corps qui ne pourraient l'être par un autre moyen. Il se volatilise à une température blanche sans se décomposer. Le charbon lui enlève son oxygène à une température élevée (voy. p. 187). Il est assez énergique pour déplacer l'acide sulfurique de ses combinaisons à une température élevée. Lorsqu'on le chauffe avec l'acide sulfurique monohydraté, il le déshydrate et donne de l'acide sulfurique anhydre.

Dissous dans l'eau, il constitue l'acide hydraté, susceptible de cristalliser si on l'évapore, et de former l'acide trihydraté Ph O^5, 3 HO.

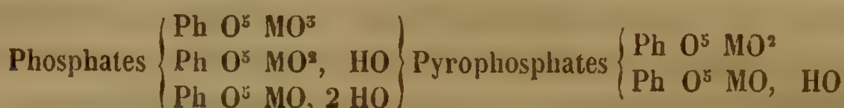
Généralités sur les acides hydratés. L'acide phosphorique hydraté ne contient pas toujours la même quantité d'eau; combiné avec trois équivalents de ce liquide, il constitue l'acide phosphorique le plus anciennement connu = Ph O^5 3 HO; avec deux équivalents, il forme l'acide pyrophosphorique = Ph O^5, 2 HO; enfin, s'il ne contient qu'un équivalent

d'eau, il est désigné sous le nom d'acide métaphosphorique $= Ph\,O^5,\ HO$.

Ces acides sont caractérisés par des capacités de saturation différentes et proportionnelles à l'eau qu'ils renferment, ainsi ils produisent avec les bases les séries salines suivantes :

L'acide trihydraté. . .	$MO^3,\ Ph\,O^5$	=	métal	avec 3	équivalents d'oxygène.
L'acide bihydraté. . .	$MO^2,\ Ph\,O^5$	=	id.	avec 2	id.
L'acide monohydraté.	$MO,\ Ph\,O^5$	=	id.	avec 1	id.

Ils ont une grande tendance à prendre autant d'équivalents de base qu'ils contiennent d'équivalents d'eau; cependant ces bases peuvent être remplacées en partie par de l'eau, qui paraît remplir, dans les sels, le même rôle qu'un oxyde métallique; ainsi les phosphates et les pyrophosphates peuvent être représentés par les formules suivantes (Graham et Liebig) :



Phosphates $\begin{cases} Ph\,O^5\ MO^3 \\ Ph\,O^5\ MO^2,\ HO \\ Ph\,O^5\ MO,\ 2\,HO \end{cases}$ Pyrophosphates $\begin{cases} Ph\,O^5\ MO^2 \\ Ph\,O^5\ MO,\ HO \end{cases}$

Ainsi le phosphate d'argent, qui est anhydre, contient trois équivalents d'oxyde, tout comme l'acide phosphorique renferme trois équivalents d'eau; le phosphate de soude contient deux équivalents de soude et un équivalent d'eau, ce qui représente trois équivalents de base (l'eau étant considérée comme base). Les pyrophosphates ne renferment que deux équivalents de base, et les métaphosphates un seul, tout comme les acides pyrophosphorique et métaphosphorique ne contiennent, le premier que deux équivalents d'eau, et le dernier qu'un seul.

Acide phosphorique trihydraté. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, transparents, incolores, inodores, très-sapides, rougissant fortement le tournesol. Calciné dans un creuset de platine, il fond, se *vitrifie,* perd deux équivalents d'eau, et se trouve réduit à l'état d'acide métaphosphorique $= Ph\,O^5,\ HO$, contenant 11,2 pour cent d'eau. Ce verre peut absorber deux équivalents d'eau, et passer à l'état d'acide *trihydraté ;* si l'on emploie moins d'eau, et qu'il n'en prenne qu'un équivalent, il se trouve changé en acide bihydraté (acide *pyrophosphorique*).

L'*acide trihydraté* se volatilise à une température plus élevée, même dans des cornues de grès, d'après Javal.

Lorsqu'on l'humecte légèrement, et qu'on le soumet à l'action de la pile *électrique,* il est décomposé en oxygène et en phosphore, qui se rendent, le premier au pôle positif, et le dernier au pôle négatif.

Le gaz *oxygène,* le *soufre,* le *sélénium,* le *chlore,* le *brome,* l'*iode,* le *phosphore* et l'*azote,* n'exercent aucune action sur lui.

Le *charbon* lui enlève son oxygène à une température élevée, et il en résulte du gaz acide carbonique, du gaz oxyde de carbone, du carbure et du phosphure d'hydrogène, ainsi que du *phosphore,* qui s'enflamme comme je l'ai dit en parlant de la préparation du phosphore; d'où il suit qu'il y a de l'eau décomposée. Une portion du phosphore mis à nu attaque le platine du creuset dans lequel on fait l'expérience et donne du phosphure de platine; il y a toutefois une portion d'acide phosphorique qui échappe à l'action du charbon et qui se volatilise.

Si l'on fait passer du gaz *hydrogène* à travers un tuyau de porcelaine incandescent contenant de l'acide phosphorique, celui-ci est décomposé; il se forme de l'eau, du phosphure d'hydrogène, et il y a du phosphore mis à nu.

Exposé à l'*air* atmosphérique, l'acide phosphorique floconneux et celui qui a été vitrifié attirent rapidement l'humidité et deviennent liquides s'ils sont purs; il n'en est pas de même lorsque l'acide vitrifié renferme de la chaux; dans ce cas, il absorbe lentement l'humidité.

Une partie d'eau peut dissoudre 4 à 5 parties d'acide phosphorique, qui porte alors le nom d'*acide liquide;* cette dissolution, si elle est concentrée et soumise à l'influence du froid, peut cristalliser en prismes rhomboïdaux. Il est également soluble dans l'alcool. Les *oxydes* et les *acides* étudiés précédemment n'exercent sur lui aucune action chimique.

Caractères distinctifs. 1° Il est décomposé par le charbon, et donne du phosphore. 2° Si on verse dans l'eau de chaux une goutte d'acide phosphorique liquide, il se produit du phosphate de chaux blanc, insoluble dans l'eau, soluble dans une petite quantité du même acide. 3° Il ne précipite pas l'azotate d'argent. Uni à la soude ou à la potasse, il précipite ce sel en jaune; mais le précipité, qui est du phosphate d'argent, serait du pyrophosphate *blanc,* si l'acide avait été récemment calciné. Dans cette expérience, le phosphate de soude = $Na\,O^2$, $Ph\,O^5$, HO perd l'équivalent d'eau et passe à l'état de pyrophosphate = $Na\,O^2$, $Ph\,O^5$. 4° Quand il n'a pas été calciné, loin de précipiter l'albumine, il dissout celle qui a été coagulée; tandis que, lorsqu'il a été chauffé et ramené à l'état d'acide *métaphosphorique,* il la précipite avec tant d'affinité qu'il devient le meilleur réactif de ce corps. 5° Si l'on verse du molybdate d'ammoniaque en excès sur la dissolution d'un phosphate soluble, et que l'on ajoute de l'acide chlorhydrique ou azotique jusqu'à ce que l'acide molybdique précipité soit redissous, la liqueur jaunit et laisse déposer bientôt après un précipité jaune, *modification particulière* de l'acide *molybdique;* ce précipité, soluble dans l'ammoniaque et même dans un

excès de phosphate, ne se produit qu'en présence de l'acide phosphorique.

L'acide phosphorique est formé de 44,44 de phosphore et de 55,56 d'oxygène.

Usages. On emploie quelquefois l'acide phosphorique dans l'analyse des pierres gemmes. Il a été administré dans la carie vénérienne, dans la phthisie pulmonaire, et dans les cas d'épuisement par l'abus des plaisirs vénériens ; mais il faut de nouvelles et nombreuses observations pour adopter l'opinion de Lentin, qui le regardait comme un excellent médicament dans ces maladies; on en donne 20 à 25 gouttes par jour dans un verre d'eau sucrée.

Préparation. 1° On transforme le phosphore en acide phosphorique au moyen de l'acide azotique étendu d'eau; pour cela on introduit dans une cornue de verre à laquelle on adapte un récipient bitubulé une partie de phosphore coupé en petits fragments, et 6 parties d'acide à 20 degrés de l'aréomètre de Baumé; l'une des tubulures est fermée avec un bouchon percé d'un trou dans lequel passe un tube de verre droit qui donne issue au gaz; l'autre reçoit le col de la cornue ; on met quelques charbons rouges sous la cornue, et l'on ne tarde pas à observer que l'acide azotique est décomposé; son oxygène se porte sur le phosphore, et il se dégage du gaz bioxyde d'azote ou du gaz azote ; on ajoute des charbons incandescents si l'opération se ralentit, on en retire au contraire si elle marche avec trop de rapidité. Aussitôt que le phosphore a disparu et que la liqueur a acquis la consistance sirupeuse, on la verse dans un creuset de platine et on la chauffe jusqu'au rouge brun pour en dégager tout l'acide azotique. L'acide phosphorique ainsi obtenu renferme toujours, d'après Barruel, de l'acide silicique qu'il a enlevé au verre, et il en contiendrait beaucoup plus si, vers la fin de l'opération, on n'eût pas substitué le vase de platine à la cornue de verre. 2° On décompose le phosphate de baryte par de l'acide sulfurique faible, en proportion telle qu'il enlève toute la baryte ; il se produit du sulfate de baryte insoluble, et l'acide phosphorique reste en dissolution. 3° On peut encore obtenir cet acide en traitant les os calcinés par l'acide sulfurique. (Voy. *Phosphate de chaux.*)

DE L'ACIDE PYROPHOSPHORIQUE. $Ph\,O^5$, 2 HO.

Il est vitreux et cristallisable. Sa dissolution aqueuse se transforme, au bout d'un certain temps, en acide phosphorique trihydraté $Ph\,O^5$, 3 HO; elle ne précipite ni l'albumine ni les sels de baryte; les pyrophosphates

précipitent les sels d'argent en blanc. Il présente, d'après Rose, deux modifications *isomériques*.

Préparation. On calcine le phosphate de soude pour le transformer en pyrophosphate; on traite la dissolution aqueuse de celui-ci par l'acétate de plomb, qui donne du pyrophosphate de plomb insoluble, lequel, après avoir été lavé, est décomposé par l'acide sulfhydrique en acide pyrophosphorique, en eau et en sulfure de plomb.

DE L'ACIDE MÉTAPHOSPHORIQUE. PhO^5, HO.

Il est vitreux, incristallisable; il s'hydrate peu à peu au contact de l'eau, et passe d'abord à l'état d'acide pyrophosphorique, puis d'acide phosphorique. Il précipite l'albumine, lès sels de baryte et les sels d'argent. On l'obtient soit en calcinant fortement l'acide trihydraté ou le phosphate d'ammoniaque, soit en décomposant par l'acide sulfhydrique le métaphosphate de plomb. Il offre, d'après Rose, trois états *isomériques*.

Résumé sur les trois acides PhO^5.

Si l'on prend l'acide anhydre, et qu'on lui donne un équivalent d'eau, on le transforme en acide métaphosphorique PhO^5, HO; si on lui en donne deux, il devient acide pyrophosphorique $= PhO^5, 2HO$; enfin, si on lui en fait prendre trois, il passe à l'état d'acide phosphorique $= PhO^5, 3HO$.

Si l'on calcine l'acide trihydraté cristallisé, et qu'on lui fasse perdre un équivalent d'eau, il devient acide pyrophosphorique $= PhO^5, 2HO$; si on lui en fait perdre deux, il se transforme en acide métaphosphorique $= PhO^5, HO$.

$PhO^5, 3HO$, ne précipite pas l'azotate d'argent; uni à une base, il précipite cet azotate en jaune; il ne trouble pas l'albumine.

$PhO^5, 2HO$, uni à une base, précipite l'azotate d'argent en blanc, et ne trouble pas l'albumine.

PhO^5, HO, précipite les sels d'argent en blanc; à plus forte raison, les métaphosphates sont-ils dans ce cas; il coagule l'albumine.

DES COMPOSÉS D'AZOTE ET D'OXYGÈNE.

Ils sont au nombre de cinq, savoir :

Le protoxyde d'azote. . . .	$Az\ O = 175$	d'azote	et 100	d'oxygène	en poids.
Le bioxyde d'azote.	$Az\ O^2 = 175$	id.	200	id.	
L'acide azoteux.	$Az\ O^3 = 175$	id.	300	id.	
L'acide hypoazotique. . . .	$Az\ O^4 = 175$	id.	400	id.	
L'acide azotique.	$Az\ O^5 = 175$	id.	500	id.	

Ou bien

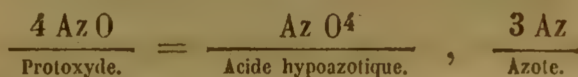
Protoxyde.	2	volumes d'azote	et 1	d'oxygène	condensés	en 2 volumes.
Bioxyde.	2	id.	2	id.		en 4 volumes.
Acide azoteux. . .	2	id.	3	id.		. . . .
Acide hypoazotiq.	2	id.	4	id.		en 4 volumes.

. . . .

DU PROTOXYDE D'AZOTE. Az O. Équivalent = 175.

Le protoxyde d'azote est un produit de l'art; c'est un gaz *non permanent,* susceptible d'être *liquéfié* et même *solidifié* par l'action d'un froid très-vif et d'une pression considérable. Il est incolore et inodore; il a une saveur douceâtre; son poids spécifique est de 1,5269.

Il est décomposé par le *calorique* et par le fluide *électrique.* D'après Grove, il est décomposé en azote et en oxygène quand il est chauffé par un fil de platine rendu incandescent à l'aide d'une batterie voltaïque, tandis que par l'action de la chaleur il se décompose en azote et en acide hypoazotique.



$$\underbrace{4\ Az\ O}_{\text{Protoxyde.}} = \underbrace{Az\ O^4}_{\text{Acide hypoazotique.}},\ \underbrace{3\ Az}_{\text{Azote.}}$$

Il est sans action sur le *gaz oxygène* à froid ; lorsqu'on fait passer un mélange de ces deux gaz à travers un tuyau de porcelaine rouge, on observe que le protoxyde est décomposé par le calorique comme s'il eût été seul. Le *soufre,* fondu et enflammé par le moyen de l'oxygène, brûle dans ce gaz comme dans l'air, et il se produit du gaz acide sulfureux et de l'azote. Le *bore* le décompose à une température élevée; il se forme de l'acide borique, et l'azote est mis à nu. Le *charbon* rouge et éteint dans le mercure l'absorbe et le décompose en partie en lui enlevant son oxygène ; en sorte qu'on peut retirer de ce charbon du gaz acide carbonique, du gaz azote, et du protoxyde d'azote non décomposé : la décompo-

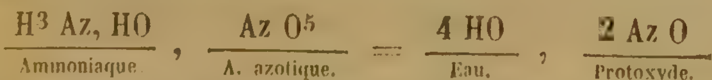
sition du gaz est complète, si on le met en contact avec du charbon rouge; il se forme du gaz acide carbonique, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Si l'on fait passer une étincelle électrique à travers un mélange de protoxyde d'azote et de *gaz hydrogène* contenu dans un eudiomètre à mercure, l'oxygène du protoxyde se combine avec l'hydrogène, forme de l'eau, et l'azote est mis à nu; il y a dégagement de calorique et de lumière. Le *chlore,* le *brome,* l'*iode* et l'*azote*, n'exercent aucune action sur lui. Le *phosphore* allumé enlève presque tout l'oxygène au protoxyde d'azote, passe à l'état acide phosphorique, et il se dégage aussi beaucoup de calorique et de lumière, tandis que le phosphore fondu et non enflammé ne l'altère point. L'air *atmosphérique* agit sur lui comme le gaz oxygène.

Caractères distinctifs. 1° Lorsqu'on plonge dans une cloche remplie de gaz protoxyde d'azote une bougie qui présente quelques points en ignition, elle se rallume avec éclat; le gaz est décomposé, et l'azote est mis à nu. 2° Il peut se dissoudre dans l'eau : 100 mesures d'eau bouillie absorbent 77 mesures de ce gaz à + 18° c. 3° Il ne donne pas de vapeurs orangées avec le gaz bioxyde d'azote, tandis que le gaz oxygène en fournit.

Il est formé de 63,77 d'azote et de 36,23 d'oxygène.

Préparation. On chauffe graduellement de l'azotate d'ammoniaque pur et desséché dans une petite cornue de verre à laquelle on adapte un tube recourbé, et l'on obtient de l'eau et du gaz protoxyde d'azote (voy. *Azotate d'ammoniaque*). Si l'opération était conduite trop rapidement, il se dégagerait en outre de l'azote, du bioxyde d'azote ou des vapeurs rutilantes. Si l'azotate d'ammoniaque contenait un peu de chlorhydrate d'ammoniaque, le gaz protoxyde serait mêlé de chlore.

Théorie. L'azotate d'ammoniaque est formé d'acide azotique (azote et oxygène) et d'ammoniaque (azote et hydrogène); par l'action de la chaleur, trois équivalents de l'oxygène de l'acide azotique s'emparent des trois équivalents d'hydrogène de l'ammoniaque pour former de l'eau; il reste donc deux équivalents d'azote unis à deux équivalents d'oxygène, qui représentent deux équivalents de protoxyde d'azote. En exprimant cette réaction par une formule, on peut se convaincre qu'elle est une des plus nettes que la chimie produise :



$$\underbrace{H^3\,Az, HO}_{\text{Ammoniaque}},\ \underbrace{Az\,O^5}_{\text{A. azotique}} = \underbrace{4\,HO}_{\text{Eau}},\ \underbrace{2\,Az\,O}_{\text{Protoxyde}}$$

Protoxyde d'azote anhydre. — En foulant 200 litres de gaz protoxyde d'azote pur et bien *sec* dans un réservoir, on obtient bientôt une pres-

sion de 30 atmosphères, vers laquelle le gaz se *liquéfie;* on peut préparer 200 grammes de ce liquide avec 100 litres de gaz. Lorsqu'on ouvre le robinet du réservoir, le gaz s'échappe, se congèle en partie d'abord, puis coule liquide. Le *protoxyde liquide* se conserve sous cet état à l'air libre pendant une demi-heure au moins. Il est incolore, transparent, d'une grande mobilité, et produit une brûlure vive quand il tombe sur la peau. Versé dans une capsule de platine même chauffée au rouge, il prend l'état sphéroïdal et se volatilise lentement. Le soufre, le charbon, le phosphore, l'iode et le potassium, s'y conservent sans altération. L'eau, les acides sulfurique et azotique concentrés, et le mercure, se *gèlent* tout à coup en tombant dans ce liquide; le mercure donne une masse dure, cassante, qui a l'aspect de l'argent; l'eau détermine une évaporation si brusque d'une portion de la liqueur, qu'il y a une véritable explosion; il serait dangereux de verser à la fois quelques grammes d'eau. L'éther et l'alcool ne sont pas congelés; toutefois l'alcool absolu acquiert une viscosité marquée et perd de sa transparence lorsqu'après en avoir mis quelques grammes dans un tube mince en verre, on plonge celui-ci dans du protoxyde liquide, et que l'on place le tout dans un vase au fond duquel se trouve une pâte formée d'acide carbonique solide et d'éther; ce vase doit être laissé dans le vide, sous le récipient de la machine pneumatique. Le *protoxyde solide* ressemble à de la neige en masse; il fond sur la main, et s'y évapore brusquement en occasionnant une vive brûlure.

DU GAZ BIOXYDE D'AZOTE. $Az\,O^2$. Equivalent = 375.

Le bioxyde d'azote est toujours un produit de l'art; il est constamment à l'état de gaz; il n'a pu être liquéfié à une température très-basse et sous la pression de près de 35 atmosphères. Il est incolore, transparent, élastique, et plus pesant que l'air; son poids spécifique est de 1,0390; il ne rougit point l'*infusum* de tournesol; il éteint tous les corps enflammés, excepté le phosphore; on ne sait pas s'il est odorant.

Si on le fait passer à travers un tube de verre dépoli, dans lequel on ait mis préalablement des fils de platine afin d'augmenter la surface, il est décomposé et transformé en gaz azote et en gaz acide hypoazotique



$$2\,Az\,O^2 = Az\,O^4,\,Az.$$

Si la température du tube est *rouge,* le poids du platine n'augmente pas (Gay-Lussac). D'après Grove, lorsqu'il est sur l'eau et qu'on le met en contact avec un fil de platine rendu incandescent par une batterie vol-

taïque, il est réduit au tiers du volume primitif, et donne de l'azote et de l'acide azotique qui se dissout dans l'eau. Il est également décomposé par le fluide *électrique* lorsqu'il est placé sur le mercure; l'oxygène se porte sur le métal, et l'azote est mis à nu.

Uni avec la moitié de son volume de gaz *oxygène* bien sec, il se transforme en acide hypoazotique liquide si la température est de 20°—0; il se produit, au contraire, une vapeur rouge d'acide hypoazotique si l'on agit à la température ordinaire: cette dernière expérience ne saurait être faite dans des cloches placées sur l'eau ou sur le mercure, car l'eau dissout l'acide hypoazotique à mesure qu'il se forme, et le mercure le décompose; il faut agir dans des vases de verre, dans lesquels on puisse faire le vide et introduire successivement l'oxygène et le bioxyde d'azote.

Lorsque ces gaz sont en contact avec l'eau, on voit que trois volumes de bioxyde d'azote absorbent un volume d'oxygène, pour former un composé qui n'est pas parfaitement défini, mais qui cependant présente assez de régularité dans sa production pour qu'en notant la contraction du volume des gaz, et divisant cette quantité par 4, on obtienne pour quotient le volume de l'oxygène employé. Ce moyen a été proposé par Priestley et Fontana, pour faire l'analyse de l'air; quoiqu'il ne soit pas très-rigoureux, on l'emploie cependant encore aujourd'hui pour analyser les gaz contenus dans les chambres de plomb où l'on fabrique l'acide sulfurique.

Le *soufre* allumé s'éteint dans ce gaz. Il est décomposé par le *charbon* rouge; son oxygène forme avec ce corps simple du gaz acide carbonique et du gaz oxyde de carbone, et l'azote est mis à nu. Le gaz *hydrogène* lui enlève son oxygène à une température élevée; le mélange brûle avec une flamme verte, et il en résulte de l'eau et de l'azote.

Le *chlore* paraît pouvoir se combiner avec lui; pourvu que les deux gaz soient parfaitement secs, on obtient un *gaz* composé de volumes égaux de chlore et de bioxyde d'azote, d'un rouge jaune pâle, d'une odeur moins forte que celle du chlore, plus pesant que l'air (sa densité est de 1,759), détruisant les couleurs végétales, blanchissant le papier de curcuma, rougissant le tournesol avant de le blanchir. Si le chlore gazeux et le bioxyde d'azote contiennent de l'eau, celle-ci est décomposée, le chlore s'empare de son hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique, tandis que le bioxyde d'azote s'unit avec l'oxygène et passe à l'état d'acide hypoazotique.

Le *brome,* l'*iode* et l'*azote,* ne se combinent pas avec le bioxyde d'azote. Le *phosphore* enflammé absorbe son oxygène avec flamme et passe

à l'état d'acide phosphorique. Cent mesures d'eau bouillie dissolvent, suivant Henry, cinq mesures de ce gaz.

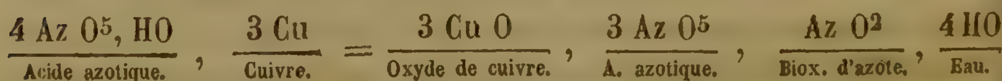
Caractères distinctifs. L'*air atmosphérique* agit sur lui comme le gaz oxygène; il le fait passer à l'état d'acide hypoazotique rougeâtre et odorant. Plusieurs chimistes ont attribué à tort cette odeur au bioxyde d'azote, tandis qu'elle appartient à l'acide qui se forme.

Il est composé de 46,66 d'azote et de 53,34 d'oxygène.

Il a été découvert par Hales. Il est employé pour faire l'analyse de l'air. Il empoisonne sur-le-champ les animaux qui le respirent, mais c'est au gaz acide hypoazotique que l'on doit attribuer les effets que détermine la respiration du gaz bioxyde d'azote toutes les fois qu'il a été mêlé avec l'air.

Préparation. On verse, par une des tubulures d'un flacon bitubulé contenant de la tournure de cuivre, de l'acide azotique étendu de son volume d'eau, et l'on obtient sur-le-champ du gaz bioxyde d'azote qui se dégage par le tube recourbé, et va se rendre sous des cloches pleines d'eau; il ne faut recueillir le gaz que lorsque l'atmosphère du flacon, d'abord devenue rouge, est parfaitement incolore. Il reste dans le flacon de l'azotate de cuivre bleu; d'où il suit qu'une portion de l'acide azotique a été décomposée en oxygène et en gaz bioxyde d'azote (voy. *Acide azotique*).

Théorie. Que l'on suppose quatre équivalents d'acide azotique mis en présence de trois équivalents de cuivre métallique; cet acide, par la tendance qu'il a à s'unir au métal, lui cède trois équivalents d'oxygène, et constitue ainsi trois équivalents d'oxyde de cuivre; mais en même temps cet acide désoxygéné devient $Az\ O^2$, de $Az\ O^5$ qu'il était, et cet $Az\ O^2$ n'est autre chose que le gaz bioxyde d'azote qui se dégage. Les trois autres équivalents d'acide intacts, s'unissant alors avec l'oxyde de cuivre formé, donnent naissance aux trois équivalents d'azotate de cuivre bleu qui restent dans le flacon. Ainsi :



$$\underbrace{4\,Az\,O^5, HO}_{\text{Acide azotique.}},\ \underbrace{3\,Cu}_{\text{Cuivre.}} = \underbrace{3\,Cu\,O}_{\text{Oxyde de cuivre.}},\ \underbrace{3\,Az\,O^5}_{\text{A. azotique.}},\ \underbrace{Az\,O^2}_{\text{Biox. d'azote.}},\ \underbrace{4\,HO}_{\text{Eau.}}$$

DE L'ACIDE AZOTEUX. $Az\ O^3$. **Équivalent** = 475.

En faisant passer sous une éprouvette contenant de l'eau rendue alcaline par un peu de potasse 400 volumes de gaz bioxyde d'azote et 100 d'oxygène, Gay-Lussac avait reconnu qu'il se formait un acide particulier, qu'il appela acide azoteux, qui entrait en combinaison avec la

potasse, et qu'il lui avait été impossible d'isoler. Depuis lors M. Ettling, en chauffant au bain-marie, dans une cornue spacieuse, une partie d'amidon et dix parties d'acide azotique à 1,3 de densité, et recueillant dans un récipient refroidi à — 20° les vapeurs rouges qui se dégagent, en ayant soin de se mettre à l'abri autant que possible du mélange de la vapeur d'eau, a recueilli un liquide d'un beau bleu à la température ordinaire, mais incolore à — 20°, tellement volatil qu'on ne peut le conserver que dans des tubes scellés à la lampe, et qu'il regarde comme l'acide azoteux pur. Berzelius et Graham partagent aussi cette opinion. D'autres chimistes pensent au contraire que le liquide bleu est un mélange d'acide azoteux et d'acide hypoazotique. M. Person, de son côté, dit avoir obtenu l'acide azoteux bleu en faisant arriver un courant de bioxyde d'azote dans de l'acide hypoazotique refroidi à plusieurs degrés au-dessous de zéro; cet acide distillerait à 2° — 0°. M. Barreswil croit que cet acide n'est pas l'acide azoteux, mais bien un acide nouveau, qui aurait pour formule $Az^2 O^7$, et qui correspondrait aux acides permanganique et perchromique.

D'après M. Regnault, on obtiendrait l'acide azoteux pur, en ajoutant à de l'acide hypoazotique, refroidi dans un tube de verre, une quantité d'eau égale à celle qui formerait avec l'acide azotique l'hydrate, $Az O^5, 4 HO$. Le liquide se sépare en deux couches: la couche inférieure, d'un bleu foncé, est de l'acide *azoteux;* la couche supérieure, verte, n'est qu'une dissolution d'acide azoteux dans l'hydrate d'acide azotique $Az O^5, 4 HO$. En chauffant doucement la couche inférieure dans une cornue, il se dégage beaucoup de bioxyde d'azote, lequel entraîne un peu d'acide *azoteux non décomposé,* que l'on peut condenser dans un récipient fortement refroidi; il reste dans la cornue de l'acide hypoazotique pur.

L'acide azoteux ainsi obtenu est bleu et bout vers 0°; il est impossible de le distiller sans l'altérer et le changer en bioxyde d'azote qui se dégage, et en acide hypoazotique qui reste. Il se mêle avec l'*eau très-froide;* dès que la température s'élève un peu, il se décompose en bioxyde d'azote et en acide azotique.

Il est formé de 36,84 d'azote et de 63,16 d'oxygène.

DE L'ACIDE HYPOAZOTIQUE. $Az O^4$. Équivalent = 575.

On connaît encore un acide de l'azote, sur les propriétés et la véritable constitution duquel tous les chimistes ne sont pas d'accord. Cet acide est le produit de l'art; il a été remarqué pour la première fois par

Berzelius, étudié ensuite par Gay-Lussac, enfin Dulong en a fait l'objet d'un travail très-intéressant.

Il se présente constamment sous forme d'un liquide dont la couleur varie suivant la température : il est jaune orangé entre les limites de 15° à 28° + 0; il est jaune fauve à 0°; il est presque incolore à — 10°; il est sans couleur à — 20°; au-dessus de 28° + 0, il devient rouge, et cette couleur est encore plus foncée si on élève davantage sa température; son poids spécifique est de 1,451; il est doué d'une saveur caustique très-forte et d'une odeur désagréable; il tache la peau en jaune.

Il entre en ébullition à la température de 28° + 0, la pression de l'air étant égale à 76 centimètres de mercure, et il se transforme en acide azotique et en gaz acide azoteux d'un rouge très-foncé, qui paraît sous forme de vapeurs que l'on appelle *rutilantes,* et dont il ne faut qu'une petite quantité pour colorer les différents gaz.

Soumis à un froid artificiel de — 13°,5, il se congèle en une masse blanche, parfaitement transparente, qui répand des vapeurs orangées lorsqu'on la met en contact avec l'air dont la température est à 4 ou 5° — 0.

En le faisant passer à travers des fils de fer ou de cuivre très-fins, chauffés jusqu'au rouge, il se décompose, cède son oxygène à l'un ou à l'autre de ces métaux, et il se dégage du gaz azote; on obtient à peine du gaz hydrogène, ce qui prouve *que cet acide ne renferme pas d'eau.*

Il n'agit point sur le gaz *oxygène* sec, il se borne à le colorer; mais si l'on ajoute de l'eau au mélange, il absorbe l'oxygène et se transforme en acide azotique.

Il agit sur les différents corps simples et composés avides d'oxygène, comme l'acide azotique (voy. p. 199); mais l'action qu'il exerce est encore plus vive. Sous l'influence de l'éponge de platine ou de l'asbeste platiné incandescents, l'hydrogène et l'acide hypoazotique fournissent de l'ammoniaque (Kuhlmann).

Lorsqu'on l'agite avec une grande quantité d'*eau,* il se décompose, dégage beaucoup de vapeurs rutilantes qui se volatilisent, et passe à l'état d'acide azotique incolore; si, au contraire, on verse un peu de cet acide goutte à goutte dans une masse d'*eau,* le mélange acquiert une couleur verte foncée, sans qu'il se dégage de gaz.

Si l'on prend de l'acide hypoazotique liquide sec, jaune orangé, et qu'on y verse de l'eau peu à peu, il passera successivement au vert foncé, au vert clair, au bleu, au bleu verdâtre, et enfin au blanc, si on a mis assez d'eau : dans cette expérience, le dégagement de l'acide azo-

teux ira toujours en diminuant de plus en plus. Il suit de tout ce qui vient d'être établi qu'on ne doit considérer comme de l'acide hypoazotique pur que celui qui est jaune orangé, et qui ne contient pas d'eau; les variétés bleues, vertes ou jaunes orangées, qui ont été préparées en ajoutant de l'eau à l'acide anhydre, sont formées par une plus ou moins grande quantité d'acide azotique, d'eau, d'acide hypoazotique, et d'acide azoteux.

Mis en contact avec du bioxyde d'azote sec, il prend une couleur bleue verdâtre, et les deux corps se transforment aussi en acide azoteux, mêlé des deux corps que l'on a fait agir.

Lorsqu'on introduit dans un tube de verre fermé aux deux bouts un mélange d'acide sulfureux liquide et d'acide hypoazotique, on obtient de l'acide *azoto-sulfurique,* sous forme de prismes droits rectangulaires à quatre pans = $Az\ S^2\ O^9$ (Laprovostaye). Mis dans l'eau, cet acide se décompose en produisant de l'acide sulfurique et en dégageant des vapeurs nitreuses.

Lorsqu'on mêle l'acide hypoazotique liquide sans eau avec l'acide *sulfurique* concentré, ou même un peu délayé à une température peu élevée, on obtient des prismes quadrilatères allongés, qui sont assez volumineux; ces cristaux, formés par les deux acides, donnent, lorsqu'on les met dans l'eau, du gaz acide hypoazotique.

Jusqu'à présent on n'est pas parvenu à produire des hypoazotates bien définis; lorsqu'on a analysé ces sels, on les a presque toujours trouvés formés d'azotite et d'azotate de la base employée; cependant, dans beaucoup de circonstances, cet acide s'unit avec d'autres corps comme le ferait un corps simple, et donne, par une sorte de substitution, des corps fort singuliers, dont je citerai des exemples remarquables dans la chimie organique.

Caractères distinctifs. 1° Ses diverses colorations; 2° la manière dont il se comporte à une douce chaleur; 3° son action sur l'eau; 4° il suffit d'agiter pendant quelques instants une quantité quelconque de cet acide, avec une dissolution composée de quelques grammes d'acide sulfurique pur et concentré, et de quelques gouttes de *solutum* aqueux *concentré,* de sulfate de protoxyde de fer, pour obtenir une coloration *rose* ou *pourpre* (Desbassyns de Richemont).

Il est formé de 30,43 d'azote et de 69,57 d'oxygène.

Cet acide est sans usages; respiré pur, il irrite fortement la poitrine, et détermine un sentiment pénible de constriction, suivi très-promptement de la mort.

Préparation. On introduit dans une cornue de porcelaine ou de verre

lutée de l'azotate de plomb aussi desséché que possible (acide azotique et protoxyde de plomb); le col de la cornue se rend dans un ballon vide, bitubulé, dont l'une des tubulures, munie d'un bouchon percé, donne passage à un tube de sûreté recourbé qui va se rendre au fond d'une éprouvette vide, entourée d'un mélange réfrigérant fait avec du sel et de la glace; on lute les jointures, et on chauffe graduellement la cornue disposée sur un fourneau à réverbère; on ne tarde pas à observer des vapeurs rougeâtres; une portion de l'acide se condense dans le récipient en un liquide jaune; une autre portion, d'une couleur blanchâtre, se solidifie dans l'éprouvette, et il se dégage du gaz oxygène; enfin il reste dans la cornue du protoxyde de plomb jaune. On voit évidemment que l'acide azotique de l'azotate desséché a été décomposé en oxygène et en acide hypoazotique anhydre.

M. Péligot, admettant qu'il est impossible de dessécher complétement l'azotate de plomb, préfère procéder comme il suit: On fait rendre dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant de l'oxygène et du bioxyde d'azote parfaitement desséchés, au moyen de tubes contenant des fragments de potasse et de l'acide phosphorique anhydre. On voit se déposer dans le récipient des prismes transparents d'acide hypoazotique qui disparaissent aussitôt qu'il arrive des traces d'humidité dans l'appareil.

DE L'ACIDE AZOTIQUE. $Az\ O^5$. Équivalent = 675.

L'acide azotique n'a jamais été trouvé pur dans la nature; il existe combiné avec la chaux, la potasse, la soude et la magnésie. Comme, sous l'influence d'une série d'étincelles électriques, un mélange d'azote et d'oxygène, dans des circonstances favorables, peut produire de l'acide azotique, il n'est point surprenant d'en trouver une petite quantité dans l'eau des pluies d'orage à l'état d'acide azotique ou d'azotate d'ammoniaque.

M. Deville l'a obtenu anhydre en 1849.

L'acide *monohydraté* $Az\ O^5, HO$ est liquide, incolore, transparent, doué d'une odeur particulière désagréable et d'une saveur excessivement acide; il rougit l'*infusum* de tournesol avec la plus grande énergie, et tache la peau et toutes les matières animales en *jaune* avant de les désorganiser; son poids spécifique, lorsqu'il ne contient qu'un équivalent d'eau ($Az\ O^5, HO$) est de 1,512 à 1,521 à $15^o + 0^o$; dans cet état, il est formé de 85,76 d'acide et de 14,24 d'eau. Cette densité diminue à mesure que l'acide devient plus aqueux; suivant M. Thénard elle est de

1,498 quand il renferme	84,2	d'acide réel,	et 15,8	d'eau.
1,470	id.	72,9	id.	et 27,1	id.
1,376	id.	51,9	id.	et 48,1	id.

Il entre en ébullition à 86° ; mais il se décompose en acide hypoazotique et en oxygène, si l'on continue à le faire bouillir ; à mesure qu'il subit cette décomposition, il devient plus aqueux, et il arrive un moment où il exige pour bouillir 123° + 0° ; alors il contient quatre équivalents d'eau = Az O^5, 4 HO ; c'est l'hydrate le plus stable. — Quand on distille de l'acide plus aqueux que ce dernier, il ne bout qu'à 125° ou 128°, mais bientôt l'excès d'eau se volatilise, et l'acide ne tarde pas à être ramené à Az O^5, 4 HO, qui n'exige plus que 123° pour bouillir ; d'où il suit qu'il faut admettre, avec Dalton, que l'acide azotique concentré, Az O^5, HO, s'affaiblit de plus en plus par la distillation, tandis qu'un acide dilué se concentre pendant la même opération.

Si, à l'aide d'un appareil convenable, on fait passer les vapeurs d'acide azotique à travers un tube de porcelaine ou de verre luté et incandescent, on les décompose, et l'on obtient un équivalent d'acide hypoazotique et un d'oxygène.



$$Az\ O^5, HO = HO, Az\ O^4, O$$

A une température blanche, il se décompose en oxygène et en azote (Mitscherlich). Exposé à un froid de 50° — 0, l'acide azotique le plus concentré peut être gêlé ; si l'on y ajoute un peu d'eau, la congélation a lieu dès le 20° — 0° ; alors il jaunit, acquiert la consistance du beurre, et laisse dégager quelques vapeurs orangées. La *lumière* solaire décompose en partie l'acide azotique ; la portion décomposée se transforme en gaz oxygène, qui se dégage, et en acide hypoazotique, qui reste dissous dans l'acide azotique non décomposé, et qu'il colore d'abord en jaune, puis en orangé foncé ; mais l'action s'arrête au bout d'un certain temps, parce qu'à mesure que l'acide se décompose il s'affaiblit : or l'acide azotique faible n'est plus décomposé par la lumière.

Le gaz *oxygène* n'exerce aucune action sur cet acide.

La majeure partie des corps simples non métalliques précédemment étudiés décomposent l'acide azotique, et lui enlèvent d'autant plus d'oxygène, que leur affinité pour cet agent est plus forte, et la température plus élevée.

Le *soufre*, chauffé avec cet acide, lui prend de l'oxygène, passe à l'état d'acide sulfurique, et il se dégage du gaz bioxyde d'azote. Le *sélénium* le transforme à chaud en acide sélénieux, qui peut être obtenu

sous forme de cristaux prismatiques, si on laisse refroidir la liqueur lentement. Le *bore* à une douce chaleur le décompose, passe à l'état d'acide borique, et il se dégage de l'azote, du gaz protoxyde d'azote ou du gaz bioxyde d'azote. Il n'attaque pas le *silicium.*

En substituant le *charbon* au bore, on obtient du gaz acide carbonique et du gaz bioxyde d'azote incolore; mais celui-ci ne tarde pas à absorber l'oxygène de l'air, passe à l'état de gaz acide hypoazotique orangé; en sorte que la fiole se trouve remplie par des vapeurs de cette couleur. Parmi les acides incolores, l'acide azotique est le seul qui donne des vapeurs *orangées* lorsqu'il est chauffé avec le charbon pulvérisé.

Si l'on fait passer ensemble et avec précaution de la vapeur d'acide azotique et un excès de *gaz hydrogène* dans un tube de porcelaine rouge, on obtient de l'eau et du gaz azote; si la quantité du gaz hydrogène employé est moindre, il n'en résulte que de l'eau et du gaz bioxyde ou protoxyde d'azote.

Le *chlore,* le *brome* et l'*azote,* n'agissent point sur cet acide.

L'*iode* n'exerce aucune action à froid sur l'acide azotique; si on élève la température, il se volatilise sous forme de vapeurs violettes, et l'acide finit par être décomposé; si on fait retomber dans la cornue l'iode volatilisé et qu'on agite le mélange, il se produit de l'acide iodique.

L'action du *phosphore* sur l'acide azotique est analogue à celle du bore et du charbon ; seulement elle est plus vive, parce que le phosphore fond avec la plus grande facilité et présente plus de surface : il en résulte de l'acide phosphorique et du gaz azote ou bioxyde d'azote.

L'*arsenic* est transformé par l'acide azotique, à l'aide d'une douce chaleur, en acide arsénique et en une petite quantité d'acide arsénieux; il se dégage du gaz bioxyde d'azote. Si, après que l'arsenic a été dissous, on évapore la liqueur jusqu'à siccité, on obtient les deux acides arsenicaux sous forme d'un résidu blanc ou d'un blanc jaunâtre.

Exposé à l'*air humide,* l'acide azotique répand des vapeurs blanches.

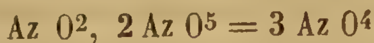
Lorsqu'on mêle une partie d'*eau* et deux parties d'acide azotique concentré, la température s'élève de 40° à 46° c.; en ajoutant une plus grande quantité d'eau, la température baisse : dans tous les cas, l'acide se trouve affaibli, et peut être ramené à son degré primitif de concentration par la chaleur.

L'acide azotique du commerce contient diverses quantités d'eau, qui lui donnent des densités différentes que l'on a l'habitude d'évaluer à l'aide d'un aréomètre, ainsi que je l'ai dit à la page 198. La densité de l'acide du commerce est de 1,32. L'acide rectifié marque ordinairement 41 ou 42 degrés à l'aréomètre de Baumé; il correspond à celui dont

la densité est de 1,49; celui de 1,32 de densité correspond à 36 de l'aréomètre : c'est l'eau-forte du commerce, laquelle, étendue d'eau et ne marquant plus que 20 degrés à l'aréomètre, devient l'eau-seconde des orfévres.

Le *gaz oxyde de carbone* et l'*oxyde de phosphore* enlèvent une certaine quantité d'oxygène à l'acide azotique.

Le *gaz bioxyde d'azote* exerce sur lui une action remarquable. Si l'on fait arriver pendant plusieurs jours ce gaz bulle à bulle dans de l'acide azotique pur, très-concentré et à la température ordinaire, on voit que celui-ci est en partie décomposé; la liqueur devient bleue, passe ensuite au vert, et, si l'opération est continuée, finit par devenir jaune orangée. Ces liquides, diversement colorés, sont formés par de l'acide hypoazotique.



$$Az\ O^2,\ 2\ Az\ O^5 = 3\ Az\ O^4$$

Les acides *borique, carbonique* et *phosphorique,* sont sans action sur l'acide azotique. L'acide *sulfurique* concentré le décompose en petite partie, à la température de 100 et quelques degrés, s'empare de l'eau, sans laquelle ses éléments restent difficilement unis, et l'acide azotique, se transforme en acide hypoazotique et en gaz oxygène : l'expérience peut être faite en mêlant dans une cornue 5 parties d'acide sulfurique et une d'acide azotique. L'acide *sulfureux,* et tous ceux qui, comme lui, peuvent arriver à un degré supérieur d'oxygénation, chauffés avec l'acide azotique, se combinent avec une portion de son oxygène et passent à l'état d'acide au *maximum,* et il y a dégagement de bioxyde d'azote. L'acide azotique, versé dans une dissolution concentrée d'acide *iodique,* forme des cristaux rhomboïdaux aplatis.

L'acide azotique *pur,* parfaitement privé d'acide azoteux, ne colore pas en brun le sulfate de protoxyde de fer; mais pour peu qu'il renferme de cet acide, ce qui arrive le plus ordinairement, il suffit de mêler une goutte d'acide azotique avec ce sel pour obtenir une coloration *rose* ou *pourpre,* et l'on peut reconnaître $1/_{24000}$ de cet acide dissous dans l'eau. Si, au contraire, la quantité d'acide azotique était notable, il pourrait arriver qu'il n'y eût point de coloration, parce que l'excès d'acide décolorerait la liqueur. (Desbassyns, voy. *Sulfate de protoxyde de fer.*)

Presque tous les métaux sont attaqués par l'acide azotique à quatre équivalents d'eau, ainsi que je le prouverai plus loin; mais lorsqu'il est à son *maximum* de concentration, il n'*agit* pas sur eux. L'acide

$Az\,O^5$, 4 HO cède trois équivalents d'oxygène aux métaux, et il se dégage du gaz bioxyde d'azote.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur le charbon et sur le cuivre; 3° il suffit d'un atome pour colorer en rouge de sang le mélange jaune d'acide sulfurique et de narcotine; 4° il forme avec la potasse un azotate facilement reconnaissable (voy. *Azotate de potasse*).

Il est composé de 25,93 d'azote et de 74,07 d'oxygène.

Raymond Lulle découvrit l'acide azotique en 1225.

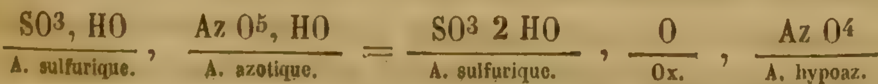
Usages. Il est employé pour dissoudre les métaux, pour laver les boiseries, pour teindre la soie en jaune, pour faire des dessins jaunes sur la soie teinte en bleu ou en rouge, comme réactif, etc. Il a été regardé pendant quelque temps comme un puissant antivénérien, et administré comme tel à la dose de 4 à 16 grammes par jour dans un litre d'eau; mais l'expérience n'a pas tardé à prouver qu'il était inférieur à un très-grand nombre d'autres préparations antivénériennes. Il entre dans la composition de la pommade oxygénée, que l'on a également préconisée comme antivénérienne (voy. *Graisse*); uni à l'alcool, il constitue l'esprit de nitre dulcifié. Du reste il peut être utile dans tous les cas où j'ai conseillé les acides (voy. p. 119), et plus particulièrement, à ce que l'on assure, dans les affections chroniques du foie, dans quelques cas d'asthme et dans certaines dyspepsies. Concentré, il sert à cautériser les verrues et les plaies compliquées de pourriture d'hôpital.

Empoisonnement. L'acide azotique est, parmi les acides, celui avec lequel on s'empoisonne le plus souvent; les symptômes qu'il détermine sont les mêmes que ceux qui sont développés par les autres substances corrosives et âcres; mais il colore souvent en jaune la peau des lèvres et quelques parties du canal digestif; cependant ce caractère manque quelquefois, surtout dans l'estomac, dont les membranes fortement enflammées offrent une couleur rouge de sang. On décèlera cet acide dans les matières vomies et dans celles que l'on trouvera dans le canal digestif après la mort, en coagulant ces matières étendues d'eau à l'aide d'une ébullition que l'on ne prolongera pas pendant plus d'une à deux minutes, en filtrant la liqueur, en la saturant par un peu de potasse *pure*, et en évaporant jusqu'à siccité; le produit chauffé dans une cornue avec une petite quantité d'acide sulfurique fournira de l'acide azotique mêlé d'acide hypoazotique, qui viendra se condenser dans le récipient. En saturant ce liquide distillé par de la potasse pure, et en faisant évaporer l'azotate formé jusqu'à siccité, on obtiendra ce sel, mélangé à la vérité

d'un peu de matière animale, mais parfaitement reconnaissable. (Voyez *Azotate de potasse.*) S'il fallait découvrir cet acide dans les tissus jaunis, on commencerait par les malaxer dans l'eau distillée; presque constamment la dissolution aqueuse contiendrait assez d'acide azotique pour qu'il fût permis de le reconnaître. S'il n'en était pas ainsi, on dissoudrait à chaud dans de la potasse *pure* les parties jaunes, puis on traiterait la dissolution par l'acide sulfurique, comme il vient d'être dit à l'occasion des matières vomies. S'il s'agissait de déceler dans l'*urine* l'acide azotique *absorbé*, on saturerait ce liquide par la potasse, et on le décomposerait également, en vases clos, par l'acide sulfurique. Ce serait à tort que l'on chercherait l'acide azotique dans l'urine, en traitant directement celle-ci soit par le sulfate de protoxyde de fer, soit par la narcotine, parce que l'urine *ordinaire* brunit par le premier de ces réactifs et rougit par le second, à cause de l'urée qu'elle renferme.

Parmi les antidotes proposés pour neutraliser l'acide et combattre l'empoisonnement, le plus efficace et le moins dangereux est la magnésie calcinée délayée dans une grande quantité d'eau; en effet, elle forme avec l'acide un azotate qui exerce à peine de l'action sur l'économie animale. On peut, à défaut de magnésie, employer avec succès l'eau de savon, le carbonate de chaux, les yeux d'écrevisses, et surtout l'albumine. (Voy. *Acide sulfurique*, p. 144, et ma *Médecine légale*, t. III, 4e édit.)

Préparation de l'acide monohydraté. On prépare l'acide azotique dans les laboratoires en mettant dans une cornue 100 parties d'azotate de potasse (1 équivalent) et 97 parties d'acide sulfurique du commerce (2 équivalents); cet acide doit s'emparer de la potasse de l'azotate, et mettre à nu l'acide azotique avec une certaine quantité d'eau. On adapte à la cornue un récipient placé dans une terrine remplie d'eau froide; on évite l'emploi de bouchons qui seraient détruits par les vapeurs acides, et l'on chauffe graduellement la cornue disposée à feu nu sur un fourneau muni de son laboratoire. Voici les phénomènes et les produits de cette opération : on obtient bientôt des vapeurs blanches composées d'acide azotique et d'eau qui se condensent dans le ballon; presque immédiatement après, il se dégage des vapeurs rutilantes, dues à l'action de l'acide sulfurique, qui, se trouvant alors en grand excès par rapport à l'acide azotique, le décompose en oxygène et en acide hypoazotique.



$$\underbrace{SO^3, HO}_{\text{A. sulfurique.}},\ \underbrace{Az\,O^5, HO}_{\text{A. azotique.}} = \underbrace{SO^3\,2\,HO}_{\text{A. sulfurique.}},\ \underbrace{O}_{\text{Ox.}},\ \underbrace{Az\,O^4}_{\text{A. hypoaz.}}$$

Peu de temps après, ces vapeurs cessent, et il n'arrive dans le récipient que de l'acide azotique; mais à la fin de l'opération, l'acide sul-

furique redevenant prédominant et la température du mélange s'élevant beaucoup, il se produit de nouveau de l'acide hypoazotique. Il reste dans la cornue du bisulfate de potasse.

Pourquoi, lorsqu'il suffirait d'un équivalent d'acide sulfurique pour décomposer un équivalent d'azotate, en emploie-t-on deux? C'est que l'acide sulfurique tend toujours à former du bisulfate de potasse, et que si l'on n'en employait qu'un équivalent, il n'y aurait que la moitié de l'azotate de décomposé; le prix de cet azotate étant beaucoup plus élevé que celui de l'acide sulfurique, il y a avantage à décomposer tout l'azotate. Il est vrai que le bisulfate de potasse finirait par décomposer complétement l'azotate, mais il faudrait pour cela agir à une température à laquelle une partie de l'acide azotique serait décomposé.

Un kilogramme d'azotate de potasse et 970 grammes d'acide sulfurique monohydraté fournissent 620 à 625 grammes d'acide azotique monohydraté.

Si l'azotate de potasse du commerce contenait un peu de chlorure de sodium, l'acide sulfurique s'emparerait de la potasse et mettrait l'acide azotique à nu; celui-ci ne tarderait pas à se décomposer en *partie* en oxygène qui se porterait sur le sodium pour former de la soude, et en acide hypoazotique qui se dégagerait avec le chlore du chlorure; une autre portion d'acide sulfurique se combinerait avec la soude qui se serait formée.

Il résulte de ce qui vient d'être établi que le produit liquide, jaunâtre, condensé dans le récipient à la fin de l'opération, est formé d'acide azotique, d'acide hypoazotique, d'eau, et quelquefois de chlore; je supposerai qu'il contient ce dernier corps. On a proposé pour le séparer de traiter l'acide par l'azotate d'argent; il se produit du chlorure d'argent qui se précipite; on décante l'acide, afin que la présence du chlorure dans la cornue ne rende la distillation très-difficile. Mais, en agissant ainsi, on est exposé à obtenir de l'acide azotique contenant du cuivre, parce que l'azotate d'argent peut avoir été préparé avec de l'argent allié au cuivre : aussi a-t-on indiqué un autre mode de purification qui me paraît à l'abri de tout reproche. On soumet à la distillation l'acide azotique que je supposerai mêlé d'acide chlorhydrique; les deux acides réagissent l'un sur l'autre et donnent du chlore et de l'acide hypoazotique; les premières portions condensées dans le ballon contiennent du chlore dont on peut constater l'existence au moyen de l'azotate d'argent; mais bientôt après, celles qui arrivent dans le récipient n'en renferment plus; il ne s'agit donc que d'essayer de temps en temps le liquide qui a déjà été distillé; lorsqu'on s'est assuré qu'il ne trouble plus

l'azotate d'argent, on change de récipient, et l'on recueille l'acide complétement privé de chlore.

Si, comme on l'a fait jusqu'à présent, on chauffe lentement cet acide pour le débarrasser de l'acide hypoazotique qu'il renferme, il se dégage aussitôt des vapeurs rougeâtres d'acide hypoazotique, et l'acide azotique se décolore; mais quoi qu'on fasse, d'après M. Millon, on ne prive pas par ce moyen l'acide azotique de tout l'acide hypoazotique qu'il renferme. Or l'acide azotique ainsi altéré offre des propriétés qu'il ne présenterait pas s'il était pur: ainsi il précipite l'iode et le soufre des iodures et des monosulfures, il colore les sels de protoxyde de fer en brun; enfin l'acide sulfhydrique est décomposé par cet acide azotique étendu de deux fois son poids d'eau.

Pour débarrasser l'acide azotique de l'acide hypoazotique qu'il renferme, M. Millon a proposé deux procédés différents, suivant que l'acide est plus ou moins dense. Si la densité ne dépasse pas 1,48, on distille, sur 1 gramme de bichromate de potasse, 100 grammes d'acide; l'acide chromique cède de son oxygène à l'acide hypoazotique et le transforme en acide azotique. Si l'acide offre une densité plus considérable, on l'introduit dans un flacon et l'on élève la température de celui-ci, tout en y faisant passer un courant d'acide carbonique très-bien desséché. On chauffe l'acide jusqu'au point d'ébullition; dès que ce point est atteint, on laisse l'acide se refroidir tout en continuant le courant gazeux. Lorsque, dès la première application de la chaleur, on est arrivé par le refroidissement à un acide presque incolore, on peut achever de le purifier en y ajoutant quelques fragments d'azotate d'urée très-blancs; l'acide hypoazotique se détruit en présence de l'urée. L'acide azotique paraît sans action sur l'azotate d'urée en excès.

M. Barreswil, contrairement à l'opinion de M. Millon, pense que l'on peut priver l'acide azotique de l'acide hypoazotique par la seule action de la chaleur; il y parvient en employant le procédé de Berzelius : on ajoute de l'eau à l'acide azotique privé d'acide chlorhydrique; on distille dans une cornue de verre quelconque, et l'on fractionne les produits. On obtient ainsi un acide *qui ne précipite pas par l'acide sulfhydrique.*

Il est inutile de distiller l'acide azotique sur de l'azotate de baryte, parce qu'il ne contient pas d'acide sulfurique, à moins toutefois qu'en introduisant cet acide dans la cornue, on n'ait eu la maladresse d'en laisser dans le col.

On prépare l'acide azotique en grand en chauffant l'azotate de potasse et l'acide sulfurique dans des cylindres de fonte que l'on fait communiquer, à l'aide d'allonges, avec de grosses bouteilles de grès appelées

tourilles, où l'acide est recueilli. On se sert indistinctement d'azotate de potasse ou d'azotate de soude; cependant ce dernier est préféré, parce qu'étant plus abondant, il est moins dispendieux. On emploie ordinairement, pour 100 parties de nitre raffiné, 60 d'acide sulfurique à 66 degrés; pour 100 parties d'azotate de soude, la quantité d'acide est de 71. Alors même que l'azotate de soude contiendrait de l'iode, l'acide azotique obtenu n'en renfermerait pas, si l'opération avait été bien conduite, c'est-à-dire si l'on n'avait pas chauffé trop fortement à la fin de l'opération; en effet, l'iode se trouve à l'état d'acide iodique *fixe*, tandis que l'acide azotique est volatil (Lambert) (1).

DE L'ACIDE AZOTIQUE ANHYDRE. AzO^5.

Il a été obtenu par M. Deville en 1849. Il est sous forme de prismes droits à base rhombe ou en dérivant. Il fond entre 29° et 30°, et bout entre 45° et 50°, en fournissant quelques vapeurs rouges qui indiquent une décomposition partielle. L'eau se combine avec lui avec production de chaleur et sans dégagement de gaz. Il doit être manié avec précaution, car sa décomposition s'effectue avec explosion; cette décomposition a lieu avec le temps, sans qu'elle soit provoquée par aucun agent, et dans quelque condition que l'acide soit placé. Il attaque le caoutchouc avec une telle énergie, que les pièces de l'appareil dans lequel on le prépare doivent être en verre et unies entre elles par des soudures à la lampe.

Préparation. On décompose l'azotate d'argent *anhydre* par le chlore. Pour cela on introduit du chlore gazeux dans un grand ballon de verre à col étroit et de vingt-quatre litres de capacité; ce chlore est chassé du ballon par un écoulement constant d'acide sulfurique; le ballon communique avec trois tubes en U placés les uns à côté des autres, et destinés à la purification et à une nouvelle dessiccation du chlore. Plus loin est disposé un quatrième tube en U, plus large que le précédent, contenant l'azotate d'argent *anhydre,* et qui plonge dans un vase en cuivre plein d'eau recouverte de quelques millimètres d'huile pour éviter l'évaporation, et chauffé au moyen d'une lampe à l'alcool, munie d'un réservoir à niveau constant. On dispose un cinquième tube en U, moins long

(1) Indépendamment de ces acides, M. Barreswil a annoncé en avoir découvert un autre, qu'il désigne sous le nom d'acide *perazoteux.* C'est le liquide bleu qu'on obtient en condensant par le froid un mélange humide d'acide hypoazotique et de bioxyde d'azote. (*Journ. de pharm.,* juin 1847.)

que les précédents, qui plonge dans un mélange frigorifique, et qui sert de *condenseur ;* il est muni, à sa partie la plus déclive, d'un renflement ou petit réservoir dans lequel doivent se rendre les produits liquides de l'opération. Un autre tube, qui fait suite aux précédents, amène dans un appareil de Liebig, plein d'acide sulfurique, les gaz non condensés qui se rendent finalement dans une petite cuve remplie d'eau alcalisée destinée à retenir le chlore.

Lorsque l'appareil est ainsi disposé, on fait passer le chlore avec lenteur et l'on porte rapidement le bain d'eau à la température de 95°. L'appareil se remplit d'une vapeur rouge foncée, et on laisse tomber la température jusqu'à 55° ou 60°, où elle doit rester stationnaire. En même temps, la température du *condenseur* doit être maintenue à — 21°. On règle l'écoulement de l'acide sulfurique qui déplace le chlore de manière à obtenir une dépense de deux litres et demi par vingt-quatre heures. On règle convenablement la hauteur de la mèche dans la lampe à alcool, et on laisse marcher l'appareil, sans autre soin que d'entretenir le réfrigérant. Quand l'opération marche bien, tout le chlore est absorbé, et l'on peut recueillir un volume d'oxygène (provenant de l'oxyde d'argent) sensiblement égal à la moitié du chlore dépensé. L'acide azotique se dépose sous forme de cristaux d'une limpidité et d'une régularité parfaites, qui atteignent plus d'un centimètre sur chaque dimension, et qui, par leur éclat et leur transparence, sont comparables aux plus beaux cristaux de quartz. L'opération terminée, on détache les ligatures qui unissent le système des deux derniers tubes en U avec le reste de l'appareil, et on fait écouler le liquide condensé dans le renflement du tube *condenseur ;* on chasse ensuite toutes les vapeurs *colorées* au moyen d'un courant d'acide carbonique sec et pur. Pour recueillir l'acide azotique, on adapte l'extrémité du tube qui le contient à une petite ampoule pesée, terminée à une extrémité par une pointe effilée, et à l'autre par une espèce d'entonnoir. L'ampoule étant plongée dans un mélange réfrigérant à — 21°, on fait arriver dans l'appareil un nouveau courant d'acide carbonique, qui transporte rapidement l'acide du condenseur dans l'ampoule refroidie, où il se dépose en cristaux nets et brillants. Quand on le juge convenable, on ferme l'ampoule à son extrémité effilée et au milieu de la partie rétrécie de l'entonnoir, au moyen d'un dard de chalumeau. (*Journal de pharmacie,* avril 1850.)

DES COMPOSÉS D'OXYGÈNE ET D'ARSENIC.

L'arsenic, en s'unissant à l'oxygène, donne naissance à trois produits qui sont : 1° l'*oxyde noir d'arsenic*, 2° l'*acide arsénieux*, 3° l'*acide arsénique*.

DE L'OXYDE D'ARSENIC.

L'oxyde d'arsenic, admis par Berzelius, se forme toutes les fois que l'arsenic réduit en poudre est exposé à l'action de l'air humide. Il est noir, pulvérulent, insoluble dans l'eau ; la chaleur le transforme en acide arsénieux et en arsenic.

Sa composition n'est pas encore bien connue ; quelques chimistes pensent que cet oxyde n'est qu'un mélange d'arsenic et d'acide arsénieux.

DE L'ACIDE ARSÉNIEUX. $As\,O^3$. Équivalent = 1237,50.

Cet acide, connu aussi sous les noms d'*arsenic blanc*, de *mort aux rats*, d'*oxyde blanc d'arsenic*, existe très-rarement à l'état de liberté ; cependant on en trouve en Bohême à l'état de cristaux blancs, transparents, et en Hesse, sous forme de poudre blanche. Celui du commerce provient du grillage des minerais de cobalt arsenical.

L'acide arsénieux peut se présenter sous deux états isomériques, l'acide *vitreux* et l'acide *opaque*.

Il est en masses blanches opaques, ou vitreuses s'il est récemment fondu, demi-transparentes, inodores ; il est jaune ou d'un jaune rougeâtre lorsqu'il contient du sulfure d'arsenic ; sa saveur est âpre, avec un arrière-goût douceâtre ; lorsqu'on le réduit en poudre, il a quelque ressemblance avec le sucre pulvérisé ; son poids spécifique est de 3,7385 s'il est transparent, et de 3,699 s'il est opaque, d'après M. Guibourt. Chauffé sous la pression ordinaire, il se volatilise sans fondre, et vient se condenser sous forme d'une croûte blanche, si le vase de condensation est fortement chauffé, ou bien en cristaux octaédriques isolés, si l'air circule dans le récipient qui reçoit ses vapeurs. Il peut également cristalliser en prismes très-minces, transparents, et offrir ainsi un nouvel exemple de *dimorphie ;* du moins Wohler dit en avoir trouvé en quantité considérable dans un four à griller le cobalt, quoiqu'il n'ait pas encore pu l'obtenir sous cette forme, soit en sublimant, soit en dissolvant dans l'eau l'acide arsénieux tétraédrique ou octaédrique. Il se liquéfie lorsqu'on le chauffe dans un tube fermé, et donne un liquide incolore et transparent.

Il n'est point décomposé par la chaleur, qui tend à transformer l'acide *opaque* en acide *vitreux;* tandis que le froid fait revenir l'acide vitreux à l'état d'acide opaque. Le gaz *oxygène* ne lui fait éprouver aucune altération. Exposé à l'*air,* l'acide transparent devient de plus en plus opaque, phénomène attribué par Wœhler à la dimorphie de l'acide arsénieux, c'est-à-dire à ce que le cristal d'une forme se trouve changé en un agrégat de beaucoup d'individus de l'autre forme. Chauffé avec du *soufre,* il lui cède son oxygène, et l'on obtient du gaz acide sulfureux et du sulfure d'arsenic.

Exposé sur des *charbons* ardents, il se décompose et fournit de l'arsenic, qui se répand dans l'atmosphère sous forme de vapeurs épaisses, brunâtres, d'une odeur alliacée; ces vapeurs, en absorbant l'oxygène de l'air à mesure qu'elles montent dans l'atmosphère, passent à l'état d'acide arsénieux *blanc.* Si, au lieu de chauffer l'acide arsénieux sur des charbons ardents, on le chauffe dans un creuset, sur une lame de fer ou de cuivre que l'on a fait rougir, il se volatilise sous forme de vapeurs *blanches,* sans se décomposer, et *n'exhale* point d'odeur alliacée.

Une lame de cuivre bien décapée, placée à quelques millimètres au-dessus du charbon rouge, sur lequel on a mis de l'acide arsénieux, se recouvre d'une couche *brune* d'arsenic; si, au contraire, la lame de cuivre est distante de 6 ou 8 centimètres du même charbon, la couche dont elle se recouvre est *blanche* et formée de l'acide arsénieux qui s'est produit par l'action de l'oxygène de l'air sur l'arsenic.

Le gaz *hydrogène,* à l'aide de la chaleur, décompose l'acide arsénieux en donnant pour produit de l'eau, de l'arsenic, et de l'arséniure d'hydrogène

Le *chlore,* le *brome* et l'*iode,* en déplacent l'oxygène, et forment du chlorure, du bromure ou de l'iodure d'arsenic. Le *phosphore* décompose aussi l'acide arsénieux; il y a formation de phosphure d'arsenic et d'acide phosphorique ou phosphoreux, selon la quantité de phosphore employée.

L'acide arsénieux, réduit en poudre fine et mêlé avec son volume de *charbon* et de *potasse,* se décompose facilement par la chaleur et donne l'arsenic; l'expérience peut être faite dans un tube de verre long, tiré à la lampe par une de ses extrémités, de manière qu'il ne présente qu'une très-petite ouverture: l'arsenic volatilisé vient adhérer aux parois internes du tube, à 4 ou 6 centimètres de son fond, en formant sur ce tube une sorte d'anneau ayant un bel éclat métallique.

L'acide arsénieux est peu soluble dans l'eau froide; à la température de 100°, ce liquide en dissout beaucoup plus: un litre d'eau (1,000 gram-

mes) à 100° en contient 110 grammes. A 12°, d'après M. Bussy, l'acide *vitreux* est trois fois plus soluble que l'acide *opaque ;* toutefois le premier perd une partie de sa solubilité par la pulvérisation. L'acide *opaque* se change en acide *vitreux* par une ébullition prolongée, et l'acide vitreux se transforme en acide opaque dans des liqueurs refroidies. La dissolution de l'acide opaque rougit plus lentement le tournesol que celle de l'acide vitreux; si la pâte avec laquelle on a préparé le tournesol contient beaucoup de chaux, comme cela a lieu avec la pâte du commerce, il faut employer une grande quantité d'acide pour déterminer le changement de couleur. L'acide arsénieux dissous précipite l'eau de chaux en blanc, et non pas en noir, comme l'ont indiqué plusieurs auteurs de médecine légale; ce précipité, formé de chaux et d'acide arsénieux, est soluble dans un excès de ce dernier corps. Le gaz acide sulfhydrique pur, ou l'eau dans laquelle il est dissous, le jaunissent, et en précipitent, au bout de quelques heures, du sulfure jaune d'arsenic soluble dans l'ammoniaque $= As S^3$: ici l'oxygène de l'acide arsénieux s'est combiné avec l'hydrogène de l'acide sulfhydrique pour former de l'eau, tandis que le soufre s'est uni au métal. On peut, à l'aide de ce réactif, découvrir l'acide arsénieux dans un liquide qui n'en contient que $1/_{100000}$; la précipitation a lieu instantanément, lorsqu'on chauffe légèrement le mélange ou qu'on y ajoute une petite quantité d'acide chlorhydrique, d'acide azotique, sulfurique, etc. Les sulfures peuvent lui communiquer une couleur jaune, suivant la proportion où ils sont employés, mais ils ne le troublent en aucune manière, à moins qu'on ne verse dans le mélange quelques gouttes d'acide azotique, chlorhydrique, etc., qui, en séparant le métal du sulfure, mettent le soufre à nu : alors on obtient le même précipité jaune doré. Mis dans un appareil *dit* de Marsh, en activité, il fournit presque instantanément de l'arséniure d'hydrogène gazeux, dont on retire, à volonté, des taches arsenicales ou un anneau (voy. *Arséniure d'hydrogène*). L'acide arsénieux, chauffé avec presque toutes les bases et de l'eau, donne des sels qui sont des *arsénites.*

Plusieurs acides dissolvent l'acide arsénieux, et les dissolutions évaporées fournissent des cristaux que l'on a considérés comme des sels ayant pour base cet acide, mais qui ne sont autre chose que de l'acide arsénieux *mêlé* avec une petite quantité de l'acide du liquide qui les tenait tous deux en dissolution (Berzelius).

L'acide *azotique* et l'*eau régale* transforment l'acide arsénieux en acide arsénique. L'acide chlorhydrique concentré et bouillant le change en chlorure d'arsenic volatil $= As Cl^3$. Rose a fait voir qu'en dissolvant de l'acide arsénieux *vitreux* dans de l'acide chlorhydrique étendu et

bouillant, l'acide cristallise par le refroidissement sous forme d'octaèdres réguliers, et que le dépôt de chaque cristal est accompagné d'une émission de lumière; par l'agitation du flacon, le nombre des cristaux augmente, ainsi que l'intensité de la lumière; lorsque la dissolution se refroidit lentement, les jets lumineux peuvent continuer pendant 48 heures. L'acide arsénieux *opaque*, dissous dans l'acide chlorhydrique, ne dégage point de lumière en cristallisant; les cristaux provenant du refroidissement d'une dissolution chlorhydrique d'acide vitreux sont dans le même cas; d'où il suit que l'acide arsénieux *vitreux* se dissout dans l'acide chlorhydrique à l'état vitreux, et ne se transforme en acide *opaque* qu'au moment même de la cristallisation.

Caractères distinctifs. 1° Action de l'acide solide sur des charbons ardents et sur un mélange de charbon et de potasse; 2° décomposition de sa dissolution aqueuse par l'acide sulfhydrique; 3° il donne de l'arsenic lorsqu'on le décompose dans un flacon (appareil dit de Marsh).

Il est formé de 75,75 d'arsenic et de 24,25 d'oxygène.

On emploie l'acide arsénieux pour faire le vert de Scheele, pour purifier le platine; quelquefois aussi on s'en sert dans la fabrication du verre pour hâter la vitrification; il sert à transformer le protoxyde de fer en sesquioxyde, qui donne des verres moins colorés que le protoxyde. On l'emploie aussi pour préparer la pâte autorisée par le gouvernement comme *mort aux rats*, et que l'on obtient en faisant fondre 1,000 grammes de suif et en ajoutant 1,000 grammes de farine, 100 d'acide arsénieux, 10 de noir de fumée, et 1 d'essence d'anis. Elle est moins efficace que la pâte phosphorée (voy. p. 80); il se pourrait même que dans l'intention de commettre un crime, on cherchât à extraire l'acide arsénieux de cette pâte; il suffirait pour cela de la traiter par l'eau froide et surtout bouillante. M. Aug. Duboys a proposé avec raison d'ajouter à la pâte autorisée par le gouvernement 6 grammes de sulfate de protoxyde de fer, 12 grammes de noix de galle, et 4 de bicarbonate de soude finement pulvérisés. Ce mélange ne pourrait être administré ni dans l'eau, ni dans du vin, ni dans du lait, ni dans du bouillon, en un mot, dans aucune boisson, sans que l'on s'en aperçût aussitôt. Il constitue aussi une excellente *poudre aux mouches* (*Journ. de pharm.*, décembre 1849).

L'acide arsénieux fait partie de la pâte arsenicale du frère Côme, dont on se sert souvent pour cautériser les ulcères cancéreux de peu d'étendue. Les expériences de M. Smith, l'observation rapportée par M. Roux, et plusieurs autres recueillies par des personnes dignes de foi, prouvent que l'application extérieure de ce médicament peut être suivie

des symptômes les plus funestes et même de la mort, lorsqu'il est employé à trop forte dose, ou qu'il entre dans sa composition une trop grande quantité d'acide arsénieux : c'est à tort que plusieurs praticiens s'obstinent à soutenir le contraire. L'acide arsénieux entre dans la composition de la solution minérale de Fowler, que l'on a employée quelquefois avec succès dans les fièvres intermittentes rebelles au quinquina, dans les névralgies périodiques, les affections cancéreuses, et certaines maladies de la peau invétérées; on en administre 10, 15 ou 20 gouttes dans une demi-tasse de liquide, trois fois par jour, sans avoir égard aux heures des paroxysmes. (Il est inutile de faire remarquer combien ce médicament doit être employé avec prudence.) Pour obtenir cette teinture, on fait bouillir dans un matras 2 grammes d'acide arsénieux parfaitement pulvérisé, autant de carbonate de potasse du commerce, et 250 grammes d'eau distillée. Lorsque la dissolution est complète, on ajoute à l'arsénite formé 16 grammes d'esprit de lavande composé et une assez grande quantité d'eau pour qu'il y ait 500 grammes de liquide. Quelquefois aussi on emploie l'acide arsénieux dissous dans l'eau.

Empoisonnement. L'action de l'acide arsénieux sur l'économie animale est des plus délétères. Quel que soit le tissu sur lequel il ait été appliqué, il est absorbé, porté dans le sang et dans tous nos organes; il détermine la mort en altérant le sang et en agissant sur le système nerveux, les organes de la circulation, et le canal digestif. L'empoisonnement qu'il occasionne revêt ordinairement deux formes différentes: la forme avec *réaction,* chaleur à la peau, fièvre, avec un pouls fort et plein, et la forme *cholérique,* avec un pouls petit et très-fréquent, refroidissement de la peau, sueurs froides, etc. Quant aux lésions du canal digestif, elles peuvent n'être pas très-marquées; cependant il est des cas où les tissus de ce canal sont très-enflammés, ecchymosés et même scarifiés; on remarque aussi souvent des colorations rouges, des taches ecchymosées sur les colonnes charnues des ventricules du cœur ou dans les oreillettes. — Lorsqu'il s'agira de rechercher un composé arsenical dans un des organes où il a été porté par absorption, on choisira de préférence le foie, parce que c'est de tous les viscères celui qui en contient le plus, ainsi que je l'ai démontré. On détruira la matière organique (200 grammes), à l'aide d'un courant de chlore, agent dont j'ai indiqué les avantages pour cet objet dès l'année 1820 (voy. mon mémoire dans le *Nouveau journ. de méd.*); on ne cessera de faire passer du chlore gazeux que lorsque le foie sera transformé complétement en une matière blanche comme caséeuse. Le liquide qui se trouvera mêlé avec cette matière contiendra l'acide arsénique, provenant de l'oxydation de l'acide arsé-

nieux par l'oxygène de l'eau que le chlore aura décomposée; on le filtrera, on lavera à plusieurs reprises avec de l'eau la matière restée sur le filtre, et l'on chauffera l'ensemble de ces liquides à une douce chaleur, afin de chasser l'excès de chlore. Dans cet état, on l'introduira dans un flacon avec du zinc, de l'acide sulfurique et de l'eau (appareil dit de Marsh), et quelques secondes après, on recueillera sur une assiette de porcelaine de nombreuses taches arsenicales, et même, si l'on veut, un anneau arsenical (voy. *Arséniure d'hydrogène*). Quoi qu'on ait pu dire, il n'est pas indispensable d'obtenir cet anneau, si l'on a parfaitement constaté, à l'aide des caractères physiques et chimiques, que les taches sont formées par de l'arsenic : c'est un fait sur lequel les médecins et les chimistes n'élèvent pas le moindre doute aujourd'hui (1). S'il s'agissait de découvrir la présence de l'arsenic dans l'urine, *liquide avec lequel* le décomposé arsenical absorbé est *en très-grande partie expulsé* de l'économie animale, on introduirait l'urine dans un flacon dit de Marsh, avec addition de 40 à 60 grammes d'huile pour empêcher la mousse de se former, et souvent on obtiendrait des taches arsenicales; s'il n'en

(1) Dans la séance du 12 juillet 1841, M. Regnault s'exprimait ainsi devant l'Institut : « La commission a *proscrit complétement* la méthode des taches dans les instructions qu'elle a données. » Et plus loin : « Aux yeux de la commission, l'appareil de Marsh, considéré comme moyen de production des taches, est *donc sans valeur.* » (Voyez *Comptes rendus,* n° 2, t. XIII.) Ces assertions, si évidemment contraires à la vérité, et sur lesquelles se sont appuyés, pour discuter à perte de vue, des hommes incompétents, tels que MM. Flandin et Danger, ont été depuis implicitement rétractées par M. Regnault lui-même, qui a adopté la manière de voir que j'avais constamment soutenue. Voici en effet ce qu'il a écrit en 1849, huit ans après, dans son ouvrage intitulé *Cours élémentaire de chimie,* p. 328, t. Ier : « On peut couvrir une soucoupe de taches arsénieuses, et recueillir une quantité d'arsenic *suffisante pour constater les caractères de ce corps.* » Et plus loin : « Il peut, en effet, se produire des taches sur la soucoupe de porcelaine, lors même que le gaz ne renferme pas la moindre trace d'arsenic; *mais il est toujours facile de s'assurer* si ces taches sont *arsenicales,* en les soumettant à des épreuves chimiques convenables. » Il dit encore, en donnant les caractères des *arséniates* et des *arsénites* (voy. p. 99 du t. II) : « *Les dissolutions de ces sels produisent des taches arsenicales dans l'appareil de Marsh.* » Il n'est pas fait mention de l'anneau arsenical. Les assertions émises par M. Regnault, à la séance du 12 juillet 1841, n'étaient pas de nature, on le voit, à faire proscrire la méthode des taches : aussi il n'est pas un expert qui, depuis 1841, n'ait cherché à obtenir des taches pour établir l'existence de l'empoisonnement par un composé arsenical; plusieurs d'entre eux ont même négligé de recueillir un anneau arsenical, tant la preuve de la présence de l'arsenic sous forme de *taches exclusivement* leur a paru péremptoire.

était pas ainsi, on évaporerait jusqu'à siccité, dans une capsule de porcelaine, avec quelques centigrammes de potasse pure, *une autre portion* d'urine; lorsque la matière serait légèrement carbonisée, on la traiterait par l'eau distillée bouillante, qui dissoudrait l'arsénite de potasse formé; la dissolution filtrée serait alors soumise à l'action du zinc, de l'acide sulfurique et de l'eau, dans le flacon dit de Marsh, et ne tarderait pas à fournir des taches arsenicales. L'examen de l'urine, dans l'empoisonnement par les composés d'arsenic, fournit souvent des renseignements précieux (voy. ma *Médecine légale,* tome III, 4e édition).

Le meilleur moyen que l'on puisse mettre en usage d'abord, pour combattre les accidents occasionnés par l'acide arsénieux, consiste à faire évacuer par haut et par bas; le blanc d'œuf délayé dans l'eau tiède, pouvant être administré *promptement,* remplit bien cette indication. Quant à la magnésie et au sesquioxyde de fer, tant prônés contre cette intoxication, je les crois beaucoup moins utiles qu'on ne l'a dit (voy. *Magnésie* et *Sesquioxyde de fer*). Dès que l'on peut présumer que l'acide arsénieux a été expulsé par les vomissements et par les selles, il faut recourir à des *diurétiques,* qui tendront incessamment à éliminer avec l'urine tout le poison que les organes retenaient après son absorption. Quatre ou cinq litres d'eau de Seltz, 10 ou 12 grammes d'azotate de potasse, mêlé avec un quart de litre de vin blanc, rempliront parfaitement le but (voy. mes expériences, t. I de ma *Toxicologie,* 4e édition).

Extraction. On obtient l'acide arsénieux, ainsi que je l'ai déjà dit, lorsqu'on grille les minerais de cobalt arsenical; l'arsenic absorbe l'oxygène de l'air par l'élévation de la température, passe à l'état d'acide arsénieux qui se sublime; mais comme il n'est pas pur, on le sublime de nouveau dans des vases de fonte.

DE L'ACIDE ARSÉNIQUE. AsO^5. Équivalent = 1437,50.

L'acide arsénique ne se trouve jamais pur dans la nature, il y existe combiné avec quelques oxydes métalliques à l'état d'arséniate. Il est solide, blanc, doué d'une saveur métallique, caustique, désagréable; il rougit fortement l'*infusum* de tournesol; son poids spécifique est de 3,391. A l'état d'*hydrate,* il peut être obtenu en gros cristaux.

Exposé à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, il ne se volatilise point; il fond, se vitrifie, et se décompose en oxygène et en acide arsénieux volatil. Il attire l'humidité de l'air; du reste il n'éprouve de la part de cet agent et du gaz oxygène aucune altération chimique.

Mis sur les charbons ardents, il se boursoufle, perd toute son humidité, et devient opaque; bientôt après il est décomposé par le charbon, qui lui enlève son oxygène, et le fait passer à l'état d'arsenic, lequel se volatilise et répand une odeur alliacée. Traité par le charbon et par la potasse, il donne, comme l'acide arsénieux, de l'arsenic. Tous les corps simples non métalliques réagissent sur l'acide arsénique de la même manière que sur l'acide arsénieux. Il se dissout très-bien dans deux parties d'eau froide; le *solutum* rougit l'*infusum* de tournesol et le sirop de violettes; évaporé jusqu'en consistance sirupeuse, il donne, d'après Mitscherlich, au bout d'un certain temps, des cristaux volumineux. Il fournit de l'arsenic, sous forme de taches ou d'anneau, quand on fait agir sur lui le gaz hydrogène naissant dans l'appareil *dit* de Marsh. Il précipite en blanc les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, qu'il transforme en arséniates insolubles. L'acide sulfhydrique gazeux ou dissous dans l'eau agit sur lui comme sur le *solutum* d'acide arsénieux, mais beaucoup plus lentement, à moins qu'on ne chauffe, surtout après avoir ajouté une ou deux gouttes d'acide sulfureux. Il s'unit à la plupart des oxydes métalliques, et forme des sels.

Il est sans usages.

Caractères distinctifs. 1° Action sur les charbons ardents et sur un mélange de charbon et de potasse; 2° décomposition de sa dissolution aqueuse par l'acide sulfhydrique; 3° séparation de l'arsenic dans l'appareil dit de Marsh.

Il est formé de 65,22 d'arsenic et de 34,78 d'oxygène.

Son action sur l'économie animale est encore plus énergique que celle de l'acide arsénieux.

Préparation. On fait chauffer dans une cornue de verre, à laquelle on adapte une allonge et un récipient bitubulé, un mélange d'une partie d'acide arsénieux bien pulvérisé, de deux parties d'acide chlorhydrique liquide concentré, et de quatre parties d'acide azotique à 34 degrés. L'acide arsénieux, qui, à raison de sa force de cohésion, n'enlèverait l'oxygène à l'acide azotique qu'avec difficulté, se dissout dans l'acide chlorhydrique, se divise, et peut alors être transformé en acide arsénique au moyen de l'oxygène de l'acide azotique : aussi se dégage-t-il beaucoup de gaz bioxyde d'azote. Lorsque la liqueur est presque en consistance sirupeuse, on la retire et on continue à l'évaporer dans un creuset de platine : le produit solide que l'on obtient est l'acide arsénique.

DES ACIDES COMPOSÉS D'OXYGÈNE ET DE CYANOGÈNE.

Ces acides sont au nombre de trois, savoir :

L'acide cyanique	$Cy\,O,\ HO$	*monobasique.*
L'acide fulminique. . . .	$Cy^2\,O^2,\ 2\,HO$	*bibasique.*
L'acide cyanurique. . . .	$Cy^3\,O^3,\ 3\,HO$	*tribasique.*

Ils offrent donc la même composition en centièmes ; ils ne diffèrent que par leur équivalent.

DE L'ACIDE CYANIQUE HYDRATÉ. $Cy\,O,\ HO$. **Équivalent** = 537,50.

L'acide cyanique hydraté n'a été obtenu qu'en 1829, par Wœhler, qui l'a décrit conjointement avec Liebig en 1831. Il est liquide, incolore, très-fluide, d'une odeur extrêmement pénétrante et piquante, semblable au vinaigre radical ; il est très-volatil. Sa vapeur a une réaction très-acide sur le papier de tournesol, elle est inflammable ; elle excite un fort larmoiement, et cause sur les mains une douleur vive et cuisante ; il suffit de la plus petite goutte de cet acide pour produire une ampoule blanche sur la peau. Il est très-peu stable : à peine le vase qui le contient a-t-il pris la température ordinaire, que l'acide semble laiteux, commence à bouillir en s'échauffant spontanément et fortement ; il devient pâteux, et il se produit dans la masse des explosions d'une telle force, qu'elle est projetée de tous côtés, et qu'on s'attend à chaque moment que le vase soit brisé en mille pièces. Après cette décomposition spontanée, on trouve l'acide liquide transformé en une *substance très-sèche,* compacte, et d'une *blancheur éclatante,* la *cyamélide,* qui offre la même composition en centièmes que lui, mais dont l'arrangement moléculaire est différent.

L'*eau* absorbe rapidement la vapeur d'acide cyanique, qui se trouve transformée en bicarbonate d'ammoniaque



$$\underbrace{C^2\,Az,\ O,\ HO}_{\text{A. cyanique.}} = \underbrace{H^3\,Az,\ HO}_{\text{Ammoniaque.}},\ \underbrace{2\,CO^2}_{\text{A. carbonique.}}$$

Si l'acide cyanique est en excès, bientôt la température s'élève, il y a effervescence et dégagement d'acide carbonique ; si alors on évapore le liquide jusqu'à une certaine consistance, il se solidifie en une masse blanche opaque, dont on retire, par l'alcool, des cristaux d'*urée* $H^4\,C^2\,Az^2\,O^2$, et de l'acide cyanurique insoluble (cyamélide). Il suit de

tout ce qui précède sur l'action de l'eau, que puisqu'il y a eu formation d'acide carbonique et d'ammoniaque, l'eau et l'acide cyanique ont été en partie décomposés, qu'il s'est produit du carbonate d'ammoniaque, lequel a été à son tour décomposé par *une partie* d'acide cyanique qui a chassé l'acide carbonique et a formé de l'*urée*. Voici cette dernière réaction :



$$\underbrace{H^3 Az, HO, C^2 Az O}_{\text{Cyanate d'ammoniaque.}} = \underbrace{H^4 C^2 Az^2 O^2}_{\text{Urée.}}$$

Une autre portion d'àcide cyanique a été changée en *cyamélide*.

Si l'on fait passer de la vapeur d'acide cyanique sur des morceaux de *glace*, ceux-ci fondent rapidement, et l'on obtient une dissolution aqueuse d'acide cyanique qui, du reste, ne tarde pas à se décomposer, comme je viens de le dire, dès qu'il a pris la température de l'air environnant.

Si l'on fait arriver dans un récipient bien sec de la vapeur d'acide cyanique et du gaz ammoniac bien desséché, il se forme du sous-cyanate d'ammoniaque pulvérulent, cristallin et très-léger, *et non de l'urée ;* par la plus légère action de la chaleur, ce sel, solide ou dissous dans l'eau, perd son excès d'ammoniaque et se change en cyanate d'ammoniaque (*urée*). Tout autre cyanate, celui de plomb ou d'argent, décomposé par l'ammoniaque ou par le sel ammoniac, fournit également un sous-cyanate d'ammoniaque qui a besoin, pour être converti en cyanate (*urée*), de perdre une portion d'alcali.

La vapeur d'acide cyanique est rapidement absorbée par l'alcool absolu ; il y a élévation de température, ébullition sans dégagement de gaz, et il se précipite des cristaux blancs composés d'acide cyanique, d'alcool et d'eau de cristallisation (*éther cyanique*). (Voy. *Éther cyanique,* t. II.)

L'acide cyanique forme avec les bases des cyanates = MO, Cy O.

Préparation de l'acide cyanique hydraté. On expose l'acide cyanurique pur à la chaleur de l'eau bouillante, pour le priver de son eau de cristallisation ; on l'introduit après dans une petite cornue qu'on chauffe peu à peu, jusqu'à ce qu'enfin elle commence à rougir. On adapte au col de la cornue un récipient, et on l'entoure d'un mélange réfrigérant de glace et de sel marin ; bientôt il distille un liquide incolore, qui ordinairement est légèrement troublé par une substance blanche surnageante ; cette liqueur est l'acide cyanique hydraté.



$$Cy^3 O^3, 3 HO = 3 Cy O, HO$$

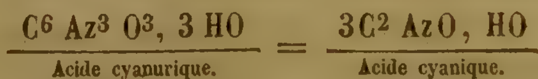
Il prend encore naissance quand on fait passer du cyanogène dans la dissolution d'un alcali, quand on chauffe les composés du cyanogène avec de l'azotate de potasse, dans la décomposition des matières azotées par le feu, etc.

DE L'ACIDE FULMINIQUE. Cy^2O^2, 2 HO.

L'acide fulminique n'a pas encore été isolé des fulminates qui le renferment, parce qu'il se décompose aussitôt qu'il est mis en liberté ; il est isomère de l'acide cyanique, sa composition n'en diffère que par la condensation des éléments. Cependant quelques propriétés le distinguent encore de ce dernier : ainsi le cyanate d'argent ne brûle que faiblement lorsqu'on le chauffe, tandis que le fulminate peut à peine être touché sans faire explosion ; les cyanates sont décomposés par l'eau, les fulminates ne le sont pas. (Voy. *Fulminates.*)

DE L'ACIDE CYANURIQUE. Cy^3O^3, 3 HO.

L'acide cyanurique a été décrit par Sérullas, en 1828, sous le nom d'acide *cyanique*. Il est toujours le produit de l'art, et résulte, suivant Liebig et Wœlher, qui lui ont donné ce nom, de trois équivalents de cyanogène, de trois d'oxygène, et de trois d'eau. Sérullas n'avait aucunement fait mention de la présence de l'hydrogène dans cet acide. Il est solide, cristallisable en rhombes brillants, transparents, d'une saveur bien marquée, rougissant le papier de tournesol, un peu moins denses que l'acide sulfurique, volatils un peu au-dessus du terme de l'ébullition du mercure, en aiguilles brillantes. L'acide *anhydre* cristallise en octaèdres réguliers. Quand on chauffe de l'acide cyanurique trihydraté dans une cornue, on obtient bientôt de l'acide cyanurique non décomposé ; une autre partie moins considérable se décompose sans laisser de charbon, et fournit de l'acide *cyanique hydraté,* qui se condense dans le récipient sous forme d'un liquide transparent, pourvu qu'on refroidisse beaucoup le récipient : en effet,



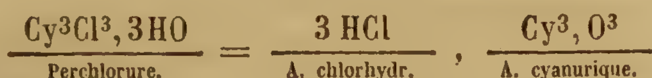
$$\underbrace{C^6Az^3O^3,\ 3\,HO}_{\text{Acide cyanurique.}} = \underbrace{3C^2AzO,\ HO}_{\text{Acide cyanique.}}$$

c'est-à-dire trois équivalents d'acide cyanique hydraté.

Si on dirige les vapeurs que donne l'acide cyanurique dans un récipient contenant de l'ammoniaque caustique, il se forme du sou-scyanate

d'ammoniaque, qui, par la plus légère élévation de température, perd une portion d'alcali et passe à l'état de cyanate (*urée*). L'acide cyanurique est inaltérable par les acides sulfurique et azotique, dans lesquels il se dissout à l'aide de la chaleur. Il fournit, avec les bases, des cyanurates qui peuvent être dissous, évaporés par ébullition, redissous et cristallisés plusieurs fois *sans éprouver d'altération ;* on sait aussi que les cyanurates de potasse, de baryte, d'ammoniaque et d'argent, les seuls que Sérullas ait examinés jusqu'à présent, ne sont point fulminants.

On obtient l'acide cyanurique en décomposant, à la température de l'ébullition, le perchlorure de cyanogène par beaucoup d'eau :



$$\underbrace{Cy^3Cl^3, 3HO}_{\text{Perchlorure.}} = \underbrace{3\,HCl}_{\text{A. chlorhydr.}}, \underbrace{Cy^3, O^3}_{\text{A. cyanurique.}}$$

On le prépare aussi en décomposant par la chaleur l'acide urique ou l'urée, ou en traitant le mélam, la mélamine, l'ammélide et l'ammé-line, par les acides. (Voy. *Ann. de chim. et de phys.,* août 1828.)

DE L'ACIDE CYANURIQUE INSOLUBLE (CYAMÉLIDE). C^2AzO, HO.

Liebig et Wöhler ont désigné ainsi la substance blanche, solide, qui se produit par la décomposition de l'acide cyanique dans l'eau (voy. *Acide cyanique,* p. 216). Il est très-sec, compacte, et d'une blancheur éclatante; il est insoluble dans l'eau, dans les acides azotique et chlorhydrique; l'acide azotique fumant et l'eau régale ne le décomposent même pas. La potasse caustique le dissout facilement; la dissolution évaporée donne du cyanurate de potasse, et il se dégage du carbonate d'ammoniaque. Distillé, l'acide cyanurique insoluble sec ne fournit que de l'acide cyanique hydraté, absolument comme l'acide cyanurique. On l'obtient comme il a été dit à la page 216, en parlant de la décomposition de l'acide cyanique par l'eau.

DE L'ACIDE CYANILIQUE. $C^6Az^3O^3, 3HO$.

L'acide cyanilique a été décrit, en 1834, par Liebig, qui l'a obtenu en faisant bouillir, avec de l'acide azotique concentré, le *mellon* préparé par la voie sèche au moyen du sulfocyanure de potassium et du chlore. Il a la même composition que l'acide cyanurique, et comme lui se transforme, par la distillation, en acide cyanique hydraté. Il est solide et cristallisé en lames nacrées très-blanches. Il a été peu étudié.

DES ACIDES SULFAZOTÉS.

Les acides sulfazotés peuvent être considérés comme étant composés d'un équivalent d'acide azoteux, de trois équivalents d'eau, et d'un certain nombre d'équivalents d'acide sulfureux. On les obtient en faisant arriver un courant d'acide sulfureux dans une dissolution concentrée d'azotite de potasse. Ils n'existent guère qu'à l'état de sel, combinés avec la potasse ; l'acide sulfazidique seul a pu être isolé. Voici les noms et la composition de ceux qui sont le résultat de l'action directe de l'acide sulfureux sur l'azotite de potasse :

	$SO^2, AzO^3, 3\,HO$	=	$H^3\,AzO^8\,S$
	$2\,SO^2, AzO^3, 3\,HO$	=	$H^3\,AzO^{10}\,S^2$
Acide sulfazeux. . . .	$3\,SO^2, AzO^3, 3\,HO$	=	$H^3\,AzO^{12}\,S^3$
Acide sulfazique. . . .	$4\,SO^2, AzO^3, 3\,HO$	=	$H^3\,AzO^{14}\,S^4$
Acide sulfazotique. . .	$5\,SO^2, AzO^3, 3\,HO$	=	$H^3\,AzO^{16}\,S^5$
	$6\,SO^2, AzO^3, 3\,HO$	=	$H^3\,AzO^{18}\,S^6$
	$7\,SO^2, AzO^3, 3\,HO$	=	$H^3\,AzO^{20}\,S^7$
Acide sulfammonique.	$8\,SO^2, AzO^3, 3\,HO$	=	$H^3\,AzO^{22}\,S^8$

Les acides qui résultent de la transformation des précédents sont les suivants :

Acide métasulfazilique. . . .	$H^3\,AzO^{20}\,S^6$
Acide sulfazilique.	$H^3\,AzO^{12}\,S^4$
Acide sulfazidique.	$H^3\,AzO^7\,S^2$
Acide métasulfamidique. . .	$H^3\,AzO^{16}\,S^6$
Acide sulfamidique.	$H^3\,AzO^{10}\,S^4$

Les acides sulfazotés ne sont stables qu'en présence d'une base énergique; aussi se décomposent-ils lorsqu'on cherche à les isoler ou à les combiner à une base moins forte que la potasse; aucun d'eux ne se combine avec la soude. Sous l'influence d'une légère chaleur ou par l'action de l'eau bouillante, ils se transforment en acide sulfurique et en ammoniaque, et il se dégage de l'oxygène ou de l'acide sulfureux.

Exemples. L'acide sulfazeux $= H^3\,AzS^3\,O^{12}$ donne $H^3Az, 3\,SO^3, O^3$. L'acide sulfammonique $= H^3\,AzS^8\,O^{22}$ fournit $H^3Az, 6\,SO^3, 2\,SO^2$ (voyez, pour plus de détails, le mémoire de Frémy ; *Ann. de chim. et de phys.*, 3e série, t. XV).

M. Pelouze était parvenu, dès l'année 1835, à produire de l'acide *azo-sulfurique* $= Az\,SO^4$, en faisant réagir du gaz bioxyde d'azote sur les sulfites alcalins à une température de -10 à $-20°$. Cet acide n'a pu être retiré de ses combinaisons. (*Ann. de phys. et de chim.,* t. LX.)

DES COMPOSÉS DE FLUOR ET D'UN CORPS SIMPLE NON MÉTALLIQUE.

DE L'ACIDE FLUORHYDRIQUE. H Fl. Équivalent = 252,30.

Acide fluorhydrique gazeux. — Il est anhydre et gazeux à la température de — 12° c. et à la pression ordinaire de l'atmosphère; il est extrêmement fumant par suite de sa grande affinité pour l'eau; il attaque très-peu le verre. On l'obtient à l'aide de l'acide phosphorique anhydre. (Louyet, *Journ. de pharm.*, septembre 1847.)

Acide fluorhydrique hydraté. — Il n'a jamais été trouvé dans la nature. Préparé par l'art, il se présente sous forme d'un liquide incolore, d'une odeur très-pénétrante et d'une saveur caustique insupportable; il rougit l'*infusum* de tournesol avec beaucoup d'énergie; son poids spécifique est de 1,06.

Il entre en ébullition à environ 30°, et il ne se congèle pas à 20°— 0° d'après Berzelius. Le gaz *oxygène* et les corps *simples non métalliques* n'exercent sur lui aucune action. Exposé à l'*air*, il répand des vapeurs blanches très-épaisses. L'*eau* se combine avec lui en toutes proportions: chaque goutte d'acide que l'on fait tomber dans ce liquide développe une chaleur telle, que l'on entend un bruit semblable à celui qui se produirait si l'on y plongeait un fer rouge; en sorte qu'il y aurait du danger à verser dans l'eau une certaine quantité d'acide fluorhydrique à la fois. Il n'agit point sur les *oxydes de carbone, de phosphore et d'azote*, ni sur les *acides* précédemment étudiés, excepté sur l'acide silicique. Si on le soumet à l'action de la pile voltaïque, il répand des vapeurs épaisses et se décompose; le gaz hydrogène se porte vers le pôle négatif, tandis que le fluor, attiré par le fluide positif, se combine avec le fil de platine qui est à l'extrémité de ce pôle, le corrode, et forme une poudre couleur de chocolat, dont on ignore la composition.

Il présente la plus grande analogie avec les acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique; aussi le regarde-t-on comme formé de volumes égaux de fluor et d'hydrogène sans condensation.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'eau; 3° il corrode fortement le verre; dans ce cas, il se décompose; son hydrogène se combine avec l'oxygène de l'acide silicique, et le fluor s'empare du silicium, avec lequel il forme de l'acide fluosilicique.

Il est composé de 95,05 de fluor et de 4,95 d'hydrogène.

Scheele est le premier chimiste qui ait parlé de l'acide fluorique,

mais il n'avait pas été obtenu concentré avant les recherches de Gay-Lussac et Thénard. M. Louyet a démontré qu'il n'était pas anhydre, même dans son plus grand état de concentration. Ampère a indiqué qu'il était formé d'hydrogène et d'un autre corps, et Davy a fait un très-grand nombre d'expériences à l'appui de cette assertion. Il est employé pour graver sur le verre (voy. *Verre*).

Préparation. (Planche 6, fig. 2.) On prend une cornue de platine composée de deux pièces *A, B,* entrant à frottement l'une dans l'autre; on introduit dans la moitié *A* une partie de fluorure de calcium blanc, cristallisé, pur, passé au tamis, et préalablement calciné (substance formée de fluor et de calcium, appelée encore *fluate de chaux*); on le délaye dans trois parties d'acide sulfurique concentré; on adapte la moitié supérieure *B* à la partie inférieure *A;* le col de cette cornue se rend dans un récipient en platine *E,* d'une forme particulière, que l'on entoure de glace et qui se termine par une très-petite ouverture; on dispose l'appareil sur un fourneau; on lute les deux pièces de la cornue avec de la terre, et la jointure du col avec du lut gras; on chauffe lentement, et l'on obtient dans le récipient de l'acide fluorhydrique liquide, tandis qu'il reste dans la cornue du sulfate de chaux; d'où il suit que le fluorure de calcium et une portion de l'eau contenue dans l'acide sulfurique ont été décomposés; le fluor s'est uni à l'hydrogène de l'eau pour former de l'acide fluorhydrique (fluorique), tandis que le calcium s'est combiné avec l'oxygène de ce liquide pour passer à l'état de chaux, qui reste dans la cornue combinée avec l'acide sulfurique. On démonte l'appareil pour en retirer l'acide et le conserver dans des flacons de platine *D* (pl. 5, fig. 4), dont le bouchon est extrêmement poli. Il faut éviter, 1° l'emploi de vases de verre, dont l'acide silicique serait dissous par l'acide; 2° celui de bouchons qui bouchent mal, car l'acide se dégagerait sous forme de vapeurs; 3° enfin le contact de ces vapeurs, qui sont excessivement caustiques. Si le fluorure de calcium employé renferme de l'acide silicique (silice), ce qui est assez ordinaire, on traitera l'acide fluorhydrique par une dissolution de fluorure de potassium, qui précipitera l'acide silicique sous forme de fluorure de potassium et de silicium; on décantera le liquide et on distillera. Si, comme il arrive souvent, le fluorure de calcium contenait du fluorure de plomb, il y aurait formation d'acide sulfureux et d'acide sulfhydrique, et par conséquent dépôt de soufre, qui rendrait l'acide trouble et laiteux jusqu'à ce ce que le soufre fût entièrement précipité. On est certain d'obtenir l'acide fluorhydrique pur en décomposant par l'acide sulfurique un fluorure préparé artificiellement, dont on a préalablement constaté la pureté.

DE L'ACIDE FLUOBORIQUE. $Bo\,Fl^3$. **Équivalent** = 855,55.

Le gaz acide *fluoborique* est constamment un produit de l'art : il est incolore, doué d'une odeur piquante et suffocante, analogue à celle du gaz acide chlorhydrique; il rougit l'*infusum* de tournesol avec énergie, et éteint les corps enflammés; son poids spécifique est de 2,37. Il n'est altéré par aucun des fluides *impondérables*, ni par l'*oxygène*, ni par aucun des corps *simples* étudiés jusqu'ici.

L'*eau*, à la température et à la pression ordinaires, peut dissoudre, d'après M. John Davy, sept cents fois son volume de ce gaz, ce qui fait environ deux fois son poids; d'où il résulte qu'il est beaucoup plus soluble que le gaz acide *chlorhydrique*. Si, au lieu de 700 volumes, on n'en mettait que 100 ou 150, l'eau et une partie du gaz seraient décomposés; il se précipiterait de l'acide borique, et il resterait en dissolution de l'acide fluorhydrique combiné avec l'acide fluoborique non décomposé. C'est à ce corps que quelques chimistes ont donné le nom d'acide *hydrofluoborique*. L'acide hydrofluoborique liquide concentré est limpide, fumant et très-caustique; il perd un cinquième du gaz qu'il renferme lorsqu'on le chauffe. Les oxydes de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote*, ainsi que les *acides* précédemment étudiés, n'agissent point sur l'acide fluoboriqne.

Caractères distinctifs. 1° Il noircit à l'instant le bois et le papier en mettant leur carbone à nu; 2° il n'attaque pas le verre à la température ordinaire; 3° exposé à l'air ou à l'action de tout autre gaz humide, il s'empare avec avidité de l'eau qu'ils contiennent, et produit des *vapeurs excessivement épaisses;* en sorte qu'il peut servir avec le plus grand succès pour déterminer si un gaz est sec ou humide.

Il a été découvert en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thénard. Il est sans usages.

Préparation. On chauffe jusqu'au rouge blanc, dans un canon de fusil fermé à l'une de ses extrémités, un mélange pulvérisé de deux parties de fluorure de calcium et d'une d'acide borique vitrifié; il se produit du borate de chaux et du gaz acide fluoborique que l'on recueille sur le mercure.

Théorie. Une partie de l'acide borique a été décomposée; l'oxygène s'est porté sur le calcium, et le bore s'est uni au fluor.



$$\underbrace{2\,Bo\,O^3}_{\text{Acide borique.}},\ \underbrace{3\,Ca\,Fl}_{\text{Fluorure de calcium.}} = \underbrace{Bo\,Fl^3}_{\text{Acide fluoborique.}},\ \underbrace{3\,CaO\,,\,Bo\,O^3}_{\text{Borate de chaux.}}$$

Par le procédé suivant, on obtient du gaz fluoborique contenant toujours du gaz fluosilicique. On introduit dans une petite fiole de *verre*, munie d'un tube recourbé, 2 parties de fluorure de calcium pur en poudre, et une partie d'acide borique vitrifié et pulvérisé; on les mêle intimement avec 12 parties d'acide sulfurique concentré, et on chauffe : quelques minutes après, le gaz se dégage et va se rendre sous des cloches remplies de mercure; on ne le recueille que lorsqu'il répand dans l'air des vapeurs excessivement épaisses, et il n'est pur que lorsqu'il est entièrement absorbé par l'eau (1). — *Théorie.* L'acide borique est décomposé; le bore s'unit au fluor et produit le gaz dont je parle; tandis que l'oxygène se porte sur le calcium et forme de la chaux, qui reste combinée avec l'acide sulfurique.

DE L'ACIDE FLUOSILICIQUE. $Si\,Fl^3$. Équivalent = 985,11.

Le silicium forme avec le fluor un acide particulier, connu depuis longtemps sous le nom d'acide *fluorique silicé.*

Propriétés de cet acide. Il ne se trouve jamais dans la nature; il se présente sous forme d'un gaz incolore, transparent, doué d'une odeur analogue à celle du gaz acide chlorhydrique, d'une saveur très-acide, rougissant l'*infusum* de tournesol, et éteignant les corps enflammés. Son poids spécifique est de 3,6. Il n'est décomposé ni par le calorique ni par les corps simples précédemment étudiés. Il peut être liquéfié par un froid très-vif et une pression considérable. Il répand des vapeurs blanches épaisses lorsqu'il est exposé à l'*air.* L'*eau* peut en absorber 265 fois son volume; mais elle le décompose en partie en se décomposant, et forme de l'acide silicique (silice) qui se précipite, et de l'acide fluorhydrique qui reste en dissolution, et qui est combiné à une portion d'acide fluosilicique non décomposé. On a désigné ce *solutum* sous le nom d'*acide hydrofluosilicique;* il est donc évident que l'hydrogène de l'eau s'est uni à une portion du fluor, tandis que son oxygène s'est combiné avec le silicium :



$$\underbrace{3\,Si\,Fl^3}_{\text{A. fluosilicique.}},\ \underbrace{3\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{3\,H\,Fl,\ 2\,Si\,Fl^3}_{\text{A. hyd. fluosilicique.}},\ \underbrace{Si\,O^3}_{\text{A. silicique.}}$$

(1) Si, au lieu d'une fiole et d'un tube de verre, on employait un petit appareil en plomb ou en platine, le gaz obtenu ne contiendrait pas d'acide fluosilicique, à moins que le fluorure de calcium employé ne renfermât de l'acide silicique (silice).

Caractères distinctifs. 1° Gaz incolore, répandant des vapeurs à l'air; 2° son action sur l'eau; 3° il n'attaque pas le verre.

Préparation. On place dans une fiole de verre, et mieux de plomb, munie d'un tube recourbé, un mélange d'une partie de fluorure de calcium (fluate de chaux), et d'une partie de sable réduit en poudre fine; on y ajoute 6 parties d'acide sulfurique concentré, et on soumet la fiole à une douce chaleur; le gaz se dégage aussitôt, et va se rendre dans des cloches préalablement disposées sur la cuve à mercure; il reste dans la fiole du sulfate de chaux.

Théorie. Le fluorure de calcium et l'acide silicique sont décomposés; le fluor s'unit au silicium pour former le gaz dont je parle, tandis que le calcium se combine avec l'oxygène de l'acide silicique, et passe à l'état de chaux, qui reste dans la fiole avec l'acide sulfurique.

DE L'ACIDE HYDROFLUOSILICIQUE. $3\,H\,Fl,\ 2\,Si\,Fl^3$.

L'acide hydrofluosilicique contient toujours de l'eau; il est liquide, et d'une saveur acide franche qui n'offre rien de remarquable. On peut le concentrer par l'évaporation; mais arrivé à un certain point, il se décompose, du gaz fluosilicique se dégage, et il reste dans la liqueur de l'acide fluorhydrique. Ce fait explique pourquoi cet acide, qui n'exerce aucune action sur le verre quand il est étendu d'eau, le corrode cependant lorsqu'il est chauffé dans un vase de cette matière.

Les bases salifiables, si elles ne sont employées que dans la proportion nécessaire pour saturer l'acide hydrofluosilicique, forment des sels, la plupart solubles et cristallisables; si, au contraire, on en met un excès, il se précipite de l'*acide silicique* (silice), et il reste en dissolution un fluorure du métal contenu dans la base. L'acide hydrofluosilicique fournit, avec les sels neutres de potasse, de soude et de lithine, des précipités tellement gélatineux, qu'on a de la peine à les apercevoir d'abord; ces précipités sont formés d'acide hydrofluosilicique et de la base du sel. On peut aussi considérer ces corps comme des fluorures de silicium et du métal de la base. L'acide *borique* décompose cet acide, et en sépare une grande partie de l'acide silicique.

Préparation. On fait arriver dans de l'eau du gaz acide fluosilicique (fluorique silicé); il se dépose de l'acide silicique blanc, gélatineux; l'acide fluorhydrique formé dissout une portion d'acide fluosilicique non décomposé, et donne de l'acide hydrofluosilicique qui reste dans la liqueur. Il est évident qu'on ne peut expliquer ces phénomènes que par la décomposition de l'eau; en effet, l'hydrogène de l'eau transforme

le fluor en acide fluorhydrique, tandis que l'oxygène fait passer le silicium à l'état d'acide silicique. Il est important de mettre au fond de l'eau une certaine quantité de mercure, dans lequel on fait plonger le tube qui conduit le gaz; sans cela l'extrémité de ce tube ne tarde pas à être obstruée par la masse gélatineuse qui se forme. On jette le mélange sur un filtre de toile forte et propre, et on exprime la toile sans laver le résidu; autrement l'acide silicique, à raison de sa grande division, serait dissous par l'eau et altérerait l'acide hydrofluosilicique.

DES COMPOSÉS D'HYDROGÈNE ET D'UN CORPS SIMPLE NON MÉTALLIQUE OU DE CYANOGÈNE.

Parmi ces composés, il en est un certain nombre qui sont acides, et que je vais décrire d'abord: ce sont les acides chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, sulfhydrique, sélenhydrique, tellurhydrique et cyanhydrique.

Ces composés acides, de même que les précédents, rougissent la couleur bleue de tournesol, ont une saveur aigre ou caustique, selon leur degré de concentration; mais lorsqu'on essaye de les combiner avec un oxyde métallique pour produire un sel, ils se décomposent mutuellement: l'hydrogène de l'acide s'unit à l'oxygène de la base, forme de l'eau; tandis que l'élément électro-positif s'unit avec le métal et fournit un composé en *ure*. Ainsi l'acide chlorhydrique avec de l'oxyde de mercure donne du chlorure de mercure et de l'eau, $HgO, HCl = HgCl, HO$. L'acide sulfhydrique et l'oxyde de plomb forment du sulfure de plomb et de l'eau, $PbO, HS = PbS, HO$ (1).

DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE. H Cl. Équivalent = 455,70.

L'acide chlorhydrique existe dans un assez grand nombre d'eaux thermales de l'Amérique, mais on le trouve principalement combiné avec

---

(1) Quelques chimistes pensent néanmoins que lorsque la réaction se produit en présence de l'eau, dans certains cas *fort rares*, l'hydracide se combine intégralement avec la base, sans qu'il y ait eu la décomposition mutuelle dont j'ai parlé. En cherchant à déterminer le rapport qui existe entre l'acide et l'eau qui constituent les acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique liquides, M. Bineau a vu que ce rapport s'éloigne beaucoup des rapports accoutumés; car pour une seule proportion d'acide, on trouve 16, 10 ou 11 équivalents d'eau (*Ann. de chim. et de phys.*, 1843).

l'ammoniaque à l'état de chlorhydrate. Séparé des substances qui peuvent le fournir, il est gazeux, incolore, transparent, élastique, doué d'une odeur suffocante et d'une saveur âcre, caustique; il rougit fortement l'*infusum* de tournesol et éteint les bougies : avant que la flamme disparaisse, la partie supérieure devient verdâtre. Son poids spécifique est de 1,2474.

Il n'est point décomposé par le *calorique*. Sous la pression de 40 atmosphères à 10° + 0°, il fournit un liquide incolore, d'une densité de 1,27. On peut aussi le liquéfier par la pression d'une seule atmosphère, lorsqu'on le place sous la machine pneumatique, avec un mélange d'acide carbonique solide et d'éther. On n'est pas encore parvenu à le solidifier.

Soumis à un courant d'étincelles *électriques*, il est décomposé en hydrogène et en chlore gazeux. Quelle que soit sa température, il est sans action sur le gaz *oxygène* et sur les substances *simples non métalliques* pures.

Exposé à l'*air* humide, il se combine avec l'eau suspendue dans l'atmosphère, *et répand des vapeurs blanches* assez épaisses, douées d'une odeur piquante. Si l'on débouche un flacon rempli de gaz acide chlorhydrique, après l'avoir plongé perpendiculairement dans de l'*eau* contenue dans une terrine, le liquide s'élance avec force dans le flacon, dissout en un clin d'œil la totalité du gaz, et remplit le flacon. Un morceau de glace introduit dans une cloche pleine de ce gaz est fondu avec autant de rapidité que par des charbons rouges, et le gaz se trouve absorbé en quelques instants. On a prouvé que l'eau, à la température de 10° et à la pression de 76 centimètres de mercure, pouvait dissoudre de 464 à 480 fois son volume de gaz acide chlorhydrique, ou les $^{77}/_{100}$ de son poids. Ainsi dissous dans l'eau, il constitue l'acide chlorhydrique liquide, incolore, dont le poids spécifique à 0° est de 1,2109. Exposé à l'air, cet acide liquide concentré perd une portion de gaz et répand des vapeurs blanches; il en perd davantage lorsqu'on le chauffe : dans l'un et l'autre cas, il s'affaiblit. L'acide saturé de gaz a pour formule HCl, 6 HO; celui qui a perdu du gaz à l'air HCl, 12 HO, et celui qui a été distillé HCl, 16 HO; ce dernier bout à 110°.

Les oxydes de *carbone, de phosphore* et d'*azote,* sont sans action sur le gaz acide chlorhydrique; il en est de même des acides *borique, carbonique, phosphorique* et *phosphoreux.*

L'acide *sulfurique* très-concentré, mêlé avec l'acide chlorhydrique liquide également très-concentré, s'empare de l'eau qu'il renferme; la température s'élève, et il en résulte une vive effervescence due au dé-

gagement du gaz acide chlorhydrique. L'acide *iodique* le décompose sur-le-champ, en se décomposant lui-même; l'oxygène de l'un s'empare de l'hydrogène de l'autre, tandis que l'iode se combine avec le chlore. L'*acide chlorique* décompose cet acide à froid; l'oxygène se porte sur l'hydrogène de l'acide chlorhydrique, forme de l'eau, tandis que le chlore des deux acides est mis à nu.

L'acide chlorhydrique précipite l'*azotate d'argent* en blanc; le chlorure d'argent déposé est blanc et insoluble dans l'acide azotique froid ou bouillant (voy. *Chlorures*).

L'action de l'acide *azotique* sur ce corps est très-importante. Si les deux acides sont affaiblis, ils ne font que se mêler à froid; mais s'ils sont concentrés, ils se décomposent en partie, même à froid, soit qu'on les emploie à l'état liquide, ou que l'acide chlorhydrique soit à l'état de gaz, et il en résulte un acide liquide d'un rouge jaunâtre, connu depuis longtemps sous le nom d'*eau régale,* parce qu'il dissout l'or, que l'on appelait autrefois le *roi des métaux.* Les produits de cette décomposition sont de l'eau, et un gaz particulier dont on doit la connaissance à Edmond Davy et à M. Baudrimont. Ce dernier chimiste lui a donné le nom de gaz *chloroazotique.* Ce gaz serait formé, d'après lui, d'un équivalent de bioxyde d'azote et de trois de chlore = $Az\,O^2\,3\,Cl$; évidemment il est le résultat de la décomposition partielle des acides azotique et chlorhydrique; d'après Baudrimont, trois équivalents de l'oxygène du premier de ces acides se sont combinés avec trois équivalents de l'hydrogène de l'autre pour former de l'eau, et il en est résulté du bioxyde d'azote et du chlore.

Suivant Gay-Lussac, les produits de la réaction de l'acide azotique sur l'acide chlorhydrique sont : 1° le gaz décrit par M. Baudrimont, qui a pour formule $Az\,O^2$, 2 Cl (et non pas 3 Cl); 2° un autre gaz $Az\,O^2$, Cl; 3° et enfin du chlore. D'après cette manière de voir, le gaz chloroazotique de M. Baudrimont ne serait qu'un mélange de $Az\,O^2$, 2 Cl et de $Az\,O^2$, Cl; le chlore se serait dégagé pendant la condensation du gaz en un liquide rouge. Quoi qu'il en soit, le gaz décrit par M. Baudrimont est jaune rougeâtre; il décolore le papier de tournesol bien sec, au bout de quelques heures, sans le rougir; il le rougit, au contraire, lorsqu'il est humide; son poids spécifique est de 2,49. Il attaque plusieurs métaux, tels que l'or et le platine. L'arsenic et l'antimoine pulvérisés brûlent avec une vive lumière lorsqu'on les projette dans ce gaz, et pourtant le phosphore n'exerce presque aucune action sur lui, à moins qu'il n'ait été préalablement fondu. L'eau à zéro en dissout 121 fois son volume. La dissolution est d'un rouge clair, et possède

toutes les propriétés de l'eau régale. Lorsqu'on fait arriver le gaz de l'eau régale dans des tubes effilés, plongés dans un mélange réfrigérant formé de sel marin et de glace, il se *liquéfie,* tandis que le chlore se dégage à l'état de gaz; le produit, d'un rouge foncé, entre en ébullition à — 7°, 2. M. Baudrimont obtient le gaz chloroazotique en chauffant un mélange de deux parties pondérables d'acide azotique, et de trois parties d'acide chlorhydrique du commerce; les premières portions contenant de l'acide chlorhydrique, on ne recueille que les dernières (*Journal de pharmacie,* numéro de janvier 1844). (Voy. *Action de l'eau régale sur les métaux.*)

Le *sulfure de carbone liquide* (voy. page 51), traité par seize fois son poids d'un mélange d'acides azotique et chlorhydrique, se transforme, au bout d'un certain temps, en une masse blanche cristalline, composée de chlore, d'oxygène, de soufre et de carbone (*oxychloride carbo-sulfureux* de Berzelius), qui n'a point d'usages.

Le gaz acide *azoteux* n'exerce aucune action sur l'acide chlorhydrique.

La découverte de cet acide paraît être due à Glauber.

Caractères distinctifs. Son action sur l'air, sur l'eau, sur l'azotate d'argent et sur l'acide azotique.

Il est formé de 2,74 d'hydrogène et de 97,26 de chlore.

Usages. On l'emploie pour faire l'eau régale et plusieurs chlorures, pour analyser un très-grand nombre de minéraux, et dans beaucoup d'opérations chimiques. On s'en sert en médecine dans tous les cas où les acides sont indiqués, pour préparer des pédiluves irritants, comme topique dans la gangrène scorbutique des gencives et des parois de la bouche, dans l'angine couenneuse pharyngienne et laryngo-trachéale asthénique : on le mêle à cet effet avec trois ou quatre fois son poids de miel, et l'on applique une petite quantité du mélange à l'aide d'un pinceau fait avec du linge effilé; on l'emploie encore dans ces mêmes maladies sous forme de gargarisme : dans ce cas, il doit être étendu d'eau. A l'extérieur, on s'en sert en lotions, dans les ulcères rebelles et dans certaines maladies de la peau, et en injection, dans les gonorrhées rebelles; enfin on prétend avoir traité la teigne avec succès à l'aide d'un onguent fait avec l'axonge et cet acide.

Empoisonnement. On décèle l'acide chlorhydrique dans les matières vomies et dans celles que l'on trouve dans le canal digestif après la mort, en faisant bouillir pendant quelques instants ces matières étendues d'eau, en filtrant, en précipitant la majeure partie de la matière animale de la liqueur filtrée, par un excès de dissolution de tannin; en

filtrant de nouveau et en distillant en vases clos ce dernier liquide filtré. L'expérience prouve que l'acide chlorhydrique n'arrive dans le récipient qu'à la fin de la distillation, lorsque le liquide contenu dans la cornue est épais et presque desséché. Il ne faudrait pas pousser l'opération jusqu'à ce que la matière fût plus que desséchée et presque carbonisée, car on pourrait obtenir dans le récipient de l'acide chlorhydrique, alors même qu'il n'y aurait pas eu empoisonnement. Quoi qu'il en soit, on détermine la présence de l'acide chlorhydrique dans le ballon, à l'aide de l'azotate d'argent. Il faut savoir qu'il existe dans l'estomac de certains individus *non empoisonnés* une quantité assez notable d'acide chlorhydrique, pour que cet acide distille et vienne dans le récipient tout comme le ferait l'acide avec lequel on aurait été empoisonné; aussi le médecin doit-il, avant de rien conclure, examiner si l'individu a éprouvé ou non les symptômes de vive irritation que détermine l'acide chlorhydrique, et si après la mort on a constaté dans le canal digestif les lésions inflammatoires graves auxquelles donne lieu l'ingestion de cet acide.

On combattra l'empoisonnement par l'acide chlorhydrique, comme je l'ai dit en parlant de l'acide sulfurique (voy. page 44, et ma *Médecine légale,* tome III, 4e édition).

Préparation. On met dans une fiole, à laquelle on adapte un tube recourbé, du sel gris (récemment fondu dans un creuset et réduit en fragments d'une certaine grosseur), qui est principalement formé de chlorure de sodium; on y ajoute un peu d'acide sulfurique monohydraté; l'eau est décomposée; son oxygène forme, avec le sodium, de la soude qui s'unit à l'acide sulfurique; son hydrogène se combine avec le chlore et produit le gaz acide chlorhydrique, que l'on recueille sur le mercure après avoir laissé passer les premières portions qui contiennent de l'air; lorsque l'effervescence est passée, on chauffe un peu. Pour obtenir cet acide liquide, on se sert de l'appareil que j'ai décrit en parlant du chlore; seulement il faut avoir le soin de ne remplir les flacons que jusqu'aux deux tiers, car par la saturation du gaz chlorhydrique l'eau augmente beaucoup de volume (1).

Six cents grammes de sel (chlorure de sodium) et 500 grammes d'acide sulfurique suffisent pour saturer complétement 341 grammes d'eau distillée.

---

(1) Si le sel marin était cristallisé et très-divisé, il se produirait une effervescence très-vive qui ferait monter le mélange jusque dans les tubes à dégagement.

Ainsi obtenu, l'acide chlorhydrique est pur, incolore et limpide, tandis que celui du commerce est toujours nébuleux et jaune. Il est altéré 1° par les sels qui existaient dans l'eau commune avec laquelle il a été préparé; 2° par de l'acide sulfurique qui a été entraîné. 3° Par de l'acide sulfureux, qui y existe en quantité très-notable et qui provient de la réaction sur l'acide sulfurique des matières goudronneuses et du charbon, qui sont mêlés au sel marin destiné à la fabrication de la soude artificielle: en effet, ce sel n'ayant pas acquitté les droits, les règlements administratifs prescrivent de le sophistiquer comme il vient d'être dit. L'acide sulfureux peut également provenir de la décomposition par le feu du bisulfate de soude qui est le produit de l'action de l'acide sulfurique sur le sel, et qui se transforme en sulfate de soude neutre, en oxygène et en acide sulfureux. 4° Par du sesquichlorure de fer, dont la présence tient à ce que l'acide a été préparé dans des cylindres de fonte. 5° Par un *mucus* animal provenant des eaux de la mer, et qui donne, en se décomposant, une huile empyreumatique jaune; cette cause d'impureté disparaîtrait, si l'on employait du sel fondu, ce qui n'a pas lieu. 6° Par des vapeurs d'iode et de brome, si le sel gris contient des iodures et des bromures; 7° par du chlore et de l'acide azoteux, si le chlorure de sodium renferme un azotate; 8° par l'acide arsénieux ou par l'acide arsénique, si l'acide sulfurique employé est arsenical.

On reconnaît que l'acide chlorhydrique est arsenical en l'introduisant dans l'appareil *dit* de Marsh (voy. *Arséniure d'hydrogène*). On le prive de l'arsenic en l'étendant de son volume d'eau, en le faisant traverser par un courant de gaz acide sulfhydrique, en filtrant pour séparer le sulfure d'arsenic formé, et en distillant l'acide qui a filtré.

On peut également s'assurer que l'acide chlorhydrique renferme de l'acide sulfureux à l'aide du même appareil; en effet, s'il est altéré par cet acide, l'hydrogène qui se dégagera par suite de l'action du zinc sur l'eau et sur l'acide chlorhydrique sera mêlé d'acide sulfhydrique, et il suffira de le faire arriver dans une dissolution d'acétate de plomb pour que celle-ci se trouble et noircisse (sulfure de plomb noir). La production d'acide sulfhydrique n'a rien qui étonne dans l'espèce, l'hydrogène à l'état naissant jouissant de la propriété de décomposer l'acide sulfureux, et de lui enlever son oxygène pour former de l'eau, tandis qu'une autre portion d'hydrogène s'unit au soufre. Le procédé suivant de M. Girardin, modifié par Heintz, permet aussi de découvrir des traces de cet acide dans l'acide chlorhydrique du commerce. On prend 30 ou 40 grammes environ de l'acide suspect, dans lequel on ajoute une dissolution transparente et concentrée de protochlorure d'étain, et l'on

chauffe jusqu'à 60° ou 70° c. Si la quantité d'acide sulfureux est considérable, si, par exemple, il y en a 4 ou 5 p. $^0/_0$, on obtiendra un précipité jaunâtre, puis brun, de sulfure d'étain; mais si la proportion d'acide sulfureux est plus faible, si elle n'est que de $^1/_2$ p.$^0/_0$, et même moins, aucun précipité ne se formera, ou la liqueur ne prendra qu'une teinte pâle insignifiante. Mais si alors, dans la liqueur chaude, on verse du sulfate de cuivre dissous, on obtient un précipité brun de sulfure de cuivre, dont la couleur est très-intense, et dont la quantité est en rapport avec celle de l'acide sulfureux qui se trouvait dans la liqueur acide. (Laroque, *Journ. de pharm.,* sept. 1847.) On peut encore reconnaître la présence de l'acide sulfureux au moyen du caméléon minéral (manganate de potasse); en effet, la teinte verte de ce corps disparaît par l'action de l'acide sulfureux, tandis qu'il prend une teinte rouge qui persiste pendant un certain temps, si l'acide chlorhydrique ne contient pas d'acide sulfureux. On prive l'acide chlorhydrique de l'acide sulfureux, en le faisant traverser par un courant de chlore qui transforme rapidement l'acide sulfureux en acide sulfurique, et qui passe lui-même à l'état d'acide chlorhydrique (l'eau est décomposée). On sépare ensuite l'acide chlorhydrique par une distillation ménagée qui laisse l'acide sulfurique dans la cornue.

Si l'on voulait obtenir de l'acide chlorhydrique pur avec l'acide du commerce, il suffirait de traiter celui-ci par le chlore, pour détruire l'acide sulfureux, puis par de l'acide sulfurique monohydraté qui se combinerait avec de l'eau, tandis que le gaz acide chlorhydrique se dégagerait.

DE L'ACIDE BROMHYDRIQUE. H Br. Équivalent = 990,8.

L'acide bromhydrique, découvert en 1826 par M. Balard, n'existe pas dans la nature (voy. *Brome,* p. 68). Il est sous forme d'un gaz incolore, très-acide, d'une odeur piquante, provoquant fortement la toux, d'un poids spécifique de 2,731, indécomposable par la chaleur, et sans action sur l'oxygène. Faraday a pu le liquéfier, et même le solidifier, en le soumettant à un froid considérable. *Il répand des vapeurs à l'air.*

Le chlore le décompose, s'empare de son hydrogène, et le brome se sépare sous forme de vapeurs rutilantes qui se déposent en partie en gouttelettes.

L'eau dissout aussi bien le gaz acide bromhydrique que le gaz acide chlorhydrique. Ce *solutum* est incolore; il est décomposé par le chlore comme le gaz; il peut dissoudre du brome, et devient d'un rouge foncé. Exposé à l'air, il brunit, parce que l'oxygène de l'air s'empare de l'hy-

drogène de l'acide et que le brome, mis à nu, se dissout dans l'acide. L'acide azotique cède une portion de son oxygène à l'hydrogène, et met le brome à nu.

Caractères distinctifs. Gaz incolore, répandant des vapeurs à l'air, qui finit par en séparer du brome, décomposable instantanément par le chlore.

Il est formé de 1,26 d'hydrogène et de 98,74 de brome.

Préparation. On obtient le gaz bromhydrique en humectant légèrement un mélange de brome et de phosphore; l'eau est décomposée, l'hydrogène s'unit au brome, et l'oxygène au phosphore. Il suffit de chauffer pour obtenir le gaz. Pour préparer l'acide liquide, on fait passer du gaz acide sulfhydrique dans une éprouvette contenant de l'eau et du brome; celui-ci s'empare de l'hydrogène de l'acide, passe à l'état d'acide bromhydrique, et le soufre se précipite. Si l'on préparait l'acide bromhydrique avec du bromure de sodium ou de potassium, et de l'acide sulfurique, on obtiendrait, outre cet acide, du brome et de l'acide sulfureux; une partie de l'acide sulfurique serait décomposée, et tandis que son oxygène oxyderait le sodium ou le potassium, le brome du bromure serait mis à nu; l'acide sulfurique, qui aurait perdu un équivalent d'oxygène, serait ramené à l'état d'acide sulfureux.

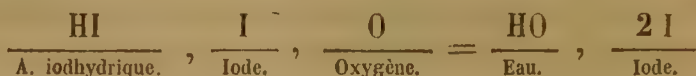
DE L'ACIDE IODHYDRIQUE. HI. **Équivalent** = 1590,7.

L'acide iodhydrique, découvert en 1814 par Gay-Lussac, se présente sous forme d'un gaz incolore, dont l'odeur ressemble à celle du gaz acide chlorhydrique; sa saveur est très-acide, piquante et astringente; son poids spécifique est de 4,443. Il rougit l'*infusum* de tournesol, et éteint les corps enflammés. Il se décompose en partie à une *température* rouge; mais sa décomposition est complète s'il est mêlé avec le gaz *oxygène :* alors il se forme de l'eau, et l'iode est mis à nu. Soumis à un froid très-vif, il peut être liquéfié et même solidifié; dans ce dernier état, il est incolore, transparent et semblable à la glace (Faraday). Il répand des vapeurs à l'air.

Le *chlore* et le *brome* le décomposent sur-le-champ, lui enlèvent l'hydrogène, avec lequel ils produisent des acides chlorhydrique ou bromhidrique, et l'iode paraît sous forme de belles vapeurs pourpres qui se précipitent peu à peu, et qui se redissolvent dans un excès de chlore ou de brome. Le mercure, au contraire, s'empare de l'iode et met l'hydrogène à nu.

L'eau dissout autant de ce gaz que de gaz acide chlorhydrique, et

constitue l'acide liquide. Cet acide, chauffé, laisse dégager beaucoup de gaz et une certaine quantité d'eau; il bout et distille intégralement à 128° c.; sa densité est alors de 1,07. Exposé à l'air, *il répand des vapeurs* comme l'acide gazeux, se colore en rouge-brun, et s'altère; en effet, l'oxygène de l'air est absorbé par l'hydrogène, avec lequel il forme de l'eau, et l'iode, au lieu de se précipiter, se dissout dans la portion d'acide non décomposé et la colore; d'où il suit que l'*iode* a beaucoup d'affinité pour l'acide iodhydrique. Plus tard, la liqueur tend à se décolorer et finit par ne présenter qu'une teinte jaunâtre: alors une partie d'iode se trouve séparée de la dissolution, et cristallise souvent en octaèdres volumineux très-réguliers. On explique cette décoloration par l'action subséquente de l'oxygène de l'air sur l'hydrogène de l'acide:



$$\underset{\text{A. iodhydrique.}}{\underline{HI}}, \underset{\text{Iode.}}{\underline{I}}, \underset{\text{Oxygène.}}{\underline{O}} = \underset{\text{Eau.}}{\underline{HO}}, \underset{\text{Iode.}}{\underline{2\,I}}$$

L'acide *iodique* le décompose en se décomposant lui-même; il cède son oxygène à l'hydrogène de l'acide iodhydrique pour former de l'eau, et l'iode appartenant aux deux acides se précipite. Les acides *sulfurique, azotique* et *hypoazotique,* l'acide sulfureux et le sulfate de protoxyde de fer concentrés, le décomposent également et en précipitent l'iode. Le *bioxyde d'hydrogène* décompose instantanément le gaz acide iodhydrique; il se forme de l'eau, et il se précipite de l'iode.

Caractères distinctifs. Gaz incolore, répandant des vapeurs à l'air, décomposable par le chlore et le brome, qui en séparent instantanément l'iode.

Il est formé de 0,78 d'hydrogène et de 99,22 d'iode.

Il est sans usages.

Préparation. On peut l'obtenir par plusieurs procédés; mais le plus simple et le plus facile consiste à chauffer légèrement dans un tube fermé à l'une des extrémités, et dont l'autre est munie d'un tube coudé à angle droit, un mélange de 8 parties d'iode et de 1 de phosphore *humides,* disposés par couches de la manière suivante: au fond du tube, on place quelques petits fragments de phosphore, dessus une petite couche de verre pilé et humecté, puis une petite couche d'iode, et ensuite une couche de verre pilé; on recommence ainsi avec le phosphore, et l'on continue, en alternant de cette manière, jusqu'à ce que le tube soit à peu près plein. A la première impression de la chaleur. l'eau se décompose, son hydrogène s'unit à l'iode, tandis que l'oxygène se combine avec le phosphore; le gaz acide iodhydrique se dégage sous

forme de vapeurs épaisses, que l'on recueille dans des flacons bien secs, et que l'on bouche aussitôt que le gaz en sort avec abondance. On ne peut le recueillir ni sur l'eau ni sur le mercure, puisque l'un le dissout et que l'autre le décompose. Si l'on traitait l'iodure de sodium par l'acide sulfurique, il se dégagerait un mélange d'acide iodhydrique et d'acide sulfureux.

Pour l'obtenir à l'état de dissolution dans l'eau, il suffit de faire rendre le gaz dans ce liquide.

DE L'ACIDE SULFHYDRIQUE. H S. Équivalent = 212,50.

L'acide sulfhydrique existe dans certaines eaux minérales, il se produit souvent dans des lieux où il y a des matières animales en putréfraction, enfin il se trouve dans les fosses d'aisances. Obtenu par l'art, il est gazeux.

Gaz acide sulfhydrique. — Il est incolore, transparent, doué d'une odeur fétide très-désagréable, analogue à celle des œufs pourris; il éteint les corps enflammés et rougit l'*infusum* du tournesol; il décolore une multitude de substances végétales, telles que la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, l'orseille, plusieurs décoctions, l'*infusum* de tournesol lui-même, qu'il rougit d'abord, etc. : dans toutes ces circonstances, la couleur est masquée et non détruite, puisqu'il suffit de volatiliser le gaz en le chauffant, pour faire reparaître la couleur primitive. Son poids spécifique est de 1,1912, d'après Gay-Lussac et M. Thénard.

Lorsqu'on le fait passer à travers un tube de porcelaine *rouge*, il est en partie décomposé en hydrogène et en soufre; il est probable qu'il le serait complétement, si on le soumettait à l'action d'un feu très-vif. Sous une pression de 17 atmosphères, il se liquéfie; dans cet état, il est incolore, très-fluide, et d'une densité de 0,90. S'il est soumis à la double influence d'un froid très-vif et d'une pression considérable, il devient solide et forme une masse blanche transparente qui a l'aspect du camphre (Faraday). Un courant d'étincelles électriques, suivant Henry, en sépare l'hydrogène, et il se précipite du soufre.

Le gaz *oxygène* n'agit pas sur lui à froid quand il est sec; mais si on élève la température, il s'empare à la fois de l'hydrogène, avec lequel il produit de l'eau, et du soufre qu'il transforme en gaz acide sulfureux : cette expérience peut être faite dans l'eudiomètre à mercure.

Le *soufre* ne peut pas se combiner directement avec lui; il existe cependant un liquide, de consistance oléagineuse, connu sous le nom de

bisulfure d'hydrogène, qui paraît résulter de la dissolution du soufre extrêmement divisé dans ce gaz (voy. p. 245).

Le *bore* est sans action sur cet acide. Le *charbon* l'absorbe, et lorsqu'on met le charbon ainsi imprégné en contact avec le gaz oxygène, celui-ci décompose l'acide sulfhydrique, s'unit à son hydrogène pour donner naissance à de l'eau, et le soufre est mis à nu : ce phénomène est accompagné d'un grand dégagement de chaleur.

L'*iode* et le *brome* le décomposent, s'emparent de son hydrogène pour former des acides iodhydrique ou bromhydrique, et mettent le soufre à nu. Cette réaction a été mise à profit par Dupasquier, pour doser la quantité de gaz sulfhydrique contenu dans les eaux minérales sulfureuses (voy., à la fin de l'article *Sodium, Eaux minérales sulfureuses*). Si l'on mêle, à la température ordinaire, parties égales en volume de *chlore* gazeux et de ce gaz, la décomposition a lieu sur-le-champ avec dégagement de calorique et sans lumière; il se forme de l'acide chlorhydrique, et le soufre se précipite ; si le chlore est plus abondant, on obtient, outre ces produits, une certaine quantité de sulfure de chlore.

Lorsqu'on approche une bougie allumée de l'ouverture d'une cloche remplie de gaz acide sulfhydrique, celui-ci s'enflamme, et les parois de la cloche ne tardent pas à être tapissées de soufre d'une couleur jaune; l'oxygène de l'air se combine de préférence avec l'hydrogène, forme de l'eau ; il s'unit aussi avec une portion de soufre, qu'il fait passer à l'état d'acide sulfureux ; l'autre portion de soufre se dépose. Si, au contraire, on enflamme un jet de ce gaz à l'air libre, il brûle complétement avec une flamme bleue et une odeur piquante d'acide sulfureux. L'air *froid* transforme lentement l'acide sulfhydrique en acide sulfurique, en lui cédant de son oxygène, par le concours d'un corps poreux et surtout du linge (Dumas).

L'*azote* est sans action sur lui.

L'*eau*, à la température ordinaire, peut dissoudre trois fois son volume de ce gaz, ce qui constitue l'acide sulfhydrique dissous; abandonné à lui-même, ce liquide absorbe l'oxygène de l'air atmosphérique ou de celui qui est contenu dans l'eau, et il se dépose du soufre, qui le rend laiteux; d'où il suit que c'est surtout l'hydrogène qui s'est combiné avec l'oxygène. Il se produit aussi, d'après M. Jacquelain, des traces d'acide sulfureux et d'acide sulfurique. Le *bioxyde d'hydrogène* le décompose et en précipite le soufre.

Lorsqu'on agite ensemble sur du mercure du gaz acide sulfhydrique et du *cyanogène* gazeux parfaitement secs, on n'aperçoit, même au bout

de plusieurs jours, aucun phénomène qui annonce une combinaison ou une décomposition; mais si on introduit une petite quantité d'eau dans le mélange, il y a une absorption prompte; la liqueur prend une couleur jaune-paille qui passe peu à peu au brun, et presque tout le gaz disparaît. Cette liqueur n'est pas *sensiblement acide;* elle n'altère point le sulfate de fer, elle ne précipite ni l'acétate ni l'azotate de plomb, mais elle précipite sur-le-champ l'azotate d'argent en flocons bruns. Doit-on la considérer comme une simple combinaison de cyanogène et d'acide sulfhydrique, ou bien comme un composé d'acide cyanhydrique et de soufre dissous (Vauquelin)?

Les acides *borique, carbonique* et *phosphorique,* n'agissent point sur l'acide *sulfhydrique.* Il décompose instantanément l'acide *sulfurique* même affaibli à toutes les températures; son hydrogène s'unit à une portion de l'oxygène de l'acide sulfurique pour former de l'eau, et il y a dégagement d'acide sulfureux et précipitation de soufre.

Si l'on introduit dans une cloche placée sur le mercure 2 parties ½ environ de gaz acide sulfhydrique, et une partie de gaz acide *sulfureux,* ces deux acides se décomposent sur-le-champ s'ils sont humides, et très-lentement s'ils sont parfaitement secs: l'oxygène de l'acide sulfureux forme de l'eau avec l'hydrogène de l'acide sulfhydrique, et le soufre faisant partie de l'un et de l'autre de ces gaz se précipite. L'acide *sélénieux* est décomposé par l'acide sulfhydrique, dont l'hydrogène se porte sur l'oxygène de l'acide sélénieux pour former de l'eau, tandis que le soufre s'unit au sélénium et donne un sulfure d'une couleur rouge foncée.

Les acides *iodique, chlorique* et *hypoazotique,* sont instantanément décomposés par l'acide sulfhydrique à la température ordinaire; ils cèdent leur oxygène en totalité ou en partie à l'hydrogène de l'acide sulfhydrique : on obtient de l'eau, et le soufre se précipite. L'acide *azotique concentré* est également décomposé; il se dégage du gaz bioxyde d'azote, et il se précipite du soufre. Si l'acide très-concentré et *pur* est étendu de *deux fois* son volume d'eau, il n'est pas décomposé par cet acide; mais pour peu qu'il renferme de l'acide azoteux, il se précipite du soufre. L'acide sulfhydrique, d'après M. Millon, est le réactif le plus propre à faire reconnaître si l'acide azotique contient ou non de l'acide azoteux. L'acide azotique le plus pur, s'il est trop dilué, n'est point décomposé par l'acide sulfhydrique.

Caractères distinctifs. 1° Il est gazeux, incolore, et d'une odeur d'œufs pourris; 2° son action sur le chlore à froid et sur l'air en présence d'un corps en combustion; 3° il jaunit la dissolution aqueuse de l'acide

arsénieux, et précipite en noir les sels de plomb, d'argent, etc.

Il est formé de 5,81 d'hydrogène et de 94,19 de soufre.

Usages. Cet acide est employé dans les laboratoires pour distinguer les unes des autres plusieurs dissolutions métalliques, et quelquefois même pour en séparer les métaux. Son action sur l'économie animale est des plus nuisibles; il empoisonne et tue subitement les animaux qui le respirent, même lorsqu'il est mêlé avec beaucoup d'air. Suivant Dupuytren et M. Thénard, il suffit de $1/_{1000}$ de ce gaz dans l'atmosphère pour faire périr les oiseaux qu'on y plonge; $1/_{100}$ et souvent $1/_{300}$ donne la mort aux chiens les plus robustes. La maladie connue sous le nom de *plomb,* à laquelle sont exposés les vidangeurs qui entrent dans les fosses d'aisances, doit être principalement attribuée à ce gaz. Il suffit, comme l'a fait voir Chaussier, d'exposer une partie quelconque de la surface du corps à son action, pour en éprouver les effets délétères; il en est de même lorsqu'on l'injecte dans le tissu cellulaire, l'estomac, les gros intestins, la plèvre, les vaisseaux, etc.; dans ces différentes circonstances, le gaz acide sulfhydrique plonge tous les organes dans un état adynamique. Il n'est jamais employé en médecine à l'état de gaz. Le meilleur moyen pour désinfecter une atmosphère où il est répandu consiste à faire des fumigations de *chlore,* qui, comme je l'ai dit, a la propriété de le transformer en gaz acide chlorhydrique et d'en précipiter le soufre. Son action sur l'économie animale est beaucoup moins forte lorsqu'il est à l'état liquide; dans ce cas, il se borne à exciter la peau et à modifier ses propriétés vitales: aussi l'emploie-t-on avec le plus grand succès dans une foule d'exanthèmes chroniques. (Voy. *Eaux sulfureuses.*)

Préparation. On fait chauffer lentement, dans une petite fiole, du sulfure d'antimoine pulvérisé (composé de soufre et d'antimoine), et 4 ou 5 parties d'acide chlorhydrique liquide du commerce : on obtient du gaz acide sulfhydrique que l'on recueille sur l'eau saturée de sel marin, parce qu'il est soluble dans l'eau et qu'il est décomposé par le mercure; il reste dans la fiole du chlorure d'antimoine. Il est évident que l'hydrogène de l'acide s'unit avec le soufre du sulfure d'antimoine, tandis que le chlore se combine avec l'antimoine et le fait passer à l'état de chlorure. Le gaz ainsi obtenu contiendrait toujours un peu d'acide chlorhydrique, si l'on n'avait pas la précaution de le laver en lui faisant traverser une couche d'eau contenue dans un petit flacon placé immédiatement après la fiole, et de la partie supérieure duquel sort le tube qui doit conduire le gaz sous la cloche.

On peut encore employer le protosulfure de fer et l'acide sulfurique

étendu d'eau pour obtenir ce gaz; mais alors il n'est pas pur, il contient toujours de l'hydrogène libre dont on ne peut pas le séparer.

Le moyen le plus généralement employé aujourd'hui, parce qu'il est plus expéditif et plus économique, consiste à décomposer le sulfure de baryum par de l'acide chlorhydrique étendu de deux ou trois fois son volume d'eau.

DE L'ACIDE SÉLENHYDRIQUE. H Se. Équivalent = 503,50.

Il a été découvert en 1817 par Berzelius; il est gazeux, incolore, d'une odeur semblable d'abord à celle du gaz acide sulfhydrique, mais qui devient ensuite piquante, astringente et très-douloureuse; sa densité est de 3,421. Il est combustible et laisse, en brûlant, une poudre rouge de sélénium; il est beaucoup plus soluble dans l'eau que le gaz acide sulfhydrique. La dissolution a une saveur hépatique; elle rougit le papier de tournesol, et donne à la peau une couleur brune qu'on ne peut pas enlever par l'eau; par le contact de l'air, elle se décompose, *devient rouge, et laisse déposer du sélénium en flocons légers.*

Le gaz acide sélenhydrique est excessivement délétère. Il n'a point d'usages.

Préparation. On l'obtient en versant de l'acide chlorhydrique étendu d'eau sur un composé de *sélénium* et de *potassium*, disposé dans une cornue munie d'un tube recourbé qui va se rendre sous des cloches pleines de mercure; l'eau se décompose, l'oxygène transforme le potassium en protoxyde, tandis que l'hydrogène s'unit au sélénium. On substitue quelquefois au séléniure de potassium du séléniure de fer.

DE L'ACIDE TELLURHYDRIQUE. HTe. Équivalent = 819.

L'hydrogène s'unit au tellure, et donne un hydracide dont les propriétés sont analogues à celles des acides sulfhydrique et sélenhydrique.

Il est gazeux, incolore, d'une odeur qui rappelle celle des œufs pourris; il rougit la teinture de tournesol; sa densité est de 5,12. Au contact de l'air et d'un corps enflammé, il brûle avec une flamme bleuâtre en se transformant en eau et en acide tellurique. L'eau le dissout; mais par le contact de l'air, cette dissolution se trouble et laisse déposer des flocons bruns de tellure. Le chlore réagit de même et forme de l'acide chlorhydrique; mais s'il est en excès, le tellure est dissous.

Cet acide offre avec les autres corps des réactions tout à fait analogues à celles que présente le gaz sulfhydrique.

Caractères distinctifs. 1° Gaz incolore ayant l'odeur d'œufs pourris; 2° action de l'air et du chlore sur la dissolution aqueuse.

Il est formé de 2,48 d'hydrogène et de 97,52 de sélénium.

Préparation. On l'obtient en traitant par l'acide sulfurique étendu d'eau un mélange de potassium ou de zinc et de tellure; l'eau est décomposée; il se forme des sulfates de zinc ou de potasse, et l'hydrogène à l'état naissant se combine au tellure.

DE L'ACIDE CYANHYDRIQUE. H Cy. Équivalent = 337,50.

Cet acide a été ainsi nommé par Gay-Lussac, à raison de sa composition. On le trouve dans le merisier à grappes, dans le laurier-cerise, dans les fleurs du pêcher, etc. Il prend naissance pendant la distillation sèche de beaucoup de matières azotées, du formiate d'ammoniaque, etc.

Anhydre, il est liquide, incolore, doué d'une odeur forte et d'une saveur d'abord fraîche, puis brûlante; son poids spécifique est de 0,7058 à 7°, et de 0,6969 à 18°; sa puissance réfractive est de 1,531; il rougit faiblement l'*infusum* de tournesol; il entre en ébullition à 26°,5 c.; il se congèle à environ 15°—0: il est alors cristallisé sous forme de fibres, à peu près comme l'azotate d'ammoniaque. On peut opérer cette solidification à la température de 20°+0, en mettant sur une carte un peu de cet acide liquide: en effet, une portion d'acide se réduit en vapeur, absorbe du calorique à l'autre portion, dont la température finit par s'abaisser assez pour que la congélation ait lieu.

Si l'on fait passer l'acide cyanhydrique à travers un tube de porcelaine incandescent, on obtient une légère couche de charbon, du gaz hydrogène, un peu d'azote et de cyanogène, mêlés avec une assez grande quantité d'acide cyanhydrique qui a échappé à la décomposition. Si, au lieu d'agir ainsi, on fait passer 2 grammes de vapeur du même acide à travers 0 gramme, 806 de fil de clavecin roulé en un cylindre très-court et rougi dans un tube de porcelaine, on obtient un gaz composé de volumes égaux d'hydrogène et d'azote; une portion de carbone se dépose sur le fer, l'autre portion se combine avec ce métal et le rend très-aigre; du reste, le fer n'est pas oxydé. Le cuivre et l'arsenic n'ont aucune action sur lui à cette température. Si l'on fait l'expérience en substituant au fil de fer du bioxyde de cuivre, l'acide et l'oxyde sont décomposés; l'hydrogène et le carbone du premier se combinent avec l'oxygène du bioxyde pour former de l'eau et du gaz acide carbonique; l'azote de l'acide est mis à nu et se dégage, tandis que le cuivre métallique reste dans le tube. Si l'on fait chauffer de la vapeur d'acide cyanhydrique avec du *potassium,*

l'acide est décomposé, il se dégage un volume de gaz hydrogène, qui est exactement la moitié de celui de la vapeur acide employée, et il reste un composé de cyanogène et de *potassium* (cyanure). Lorsqu'on soumet à l'action du *fluide électrique*, dans l'eudiomètre de Volta, un mélange fait avec 1 partie de vapeur d'acide cyanhydrique et 1 partie $^1/_2$ d'oxygène en volume, l'acide est décomposé avec dégagement de calorique et de lumière, le carbone et l'hydrogène s'unissent à l'oxygène pour former de l'eau et de l'acide carbonique, et l'azote est mis à nu. C'est à l'aide de ces diverses expériences que Gay-Lussac a établi le premier la véritable composition de l'acide dont je parle.

L'acide cyanhydrique liquide, soumis à l'action de la pile de Volta, se décompose; l'hydrogène, attiré par le pôle négatif, se dégage à l'état de gaz; tandis que le cyanogène, mis à nu, près du fil positif, reste en dissolution dans l'acide non décomposé.

L'acide cyanhydrique, abandonné à lui-même dans des vases bien fermés ou privés d'air, se décompose quelquefois en moins d'une heure, d'autres fois il se conserve sans altération pendant douze ou quinze jours; cette décomposition est toujours partielle. L'acide décomposé se transforme en cyanhydrate d'ammoniaque et en un composé que l'on a cru être de l'acide azulmique, qui est encore mal connu, et qui ressemble beaucoup à du charbon. Toutefois j'ai vu de l'acide cyanhydrique anhydre conserver au bout de quatre ans sa limpidité, ses propriétés chimiques, et toute son action énergique sur l'économie animale; il avait été *préservé* du contact de la *lumière*.

Le *phosphore* et l'*iode* peuvent être volatilisés dans la vapeur cyanhydrique sans lui faire subir aucune altération. Le *soufre*, au contraire, se combine avec elle, et donne naissance à un produit composé de soufre et d'acide cyanhydrique.

Le *chlore* décompose cet acide, s'empare de son hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique; tandis que le cyanogène s'unit à une autre portion de chlore, et constitue le perchlorure de cyanogène Cy^3Cl^3.

Les acides chlorhydrique et sulfurique décomposent l'acide cyanhydrique et fournissent de l'ammoniaque et de l'acide formique (Pelouze).



$$\underbrace{HC^2Az}_{\text{A. cyanhydrique.}},\ 4\,HO = \underbrace{H^3Az}_{\text{Ammoniaque.}},\ \underbrace{HC^2O^3,\,HO}_{\text{A. formique.}}$$

Mis en contact avec le fer métallique, il ne produit aucun phénomène sensible s'il est parfaitement sec; mais s'il contient de l'eau, l'hydro-

gène de l'acide se dégage, et il se forme du bleu de Prusse (protocyanure et sesquicyanure de fer).

Lorsque le fer, le cyanogène et l'acide cyanhydrique, sont placés dans des circonstances particulières, ils se combinent et donnent naissance à de l'acide *cyanhydrique ferruré.*

La *baryte*, la *potasse*, et tous les oxydes dans lesquels l'oxygène est fortement retenu par le métal, mis en contact à une température rouge avec l'acide cyanhydrique, le décomposent, s'emparent du cyanogène, et passent à l'état de cyanures métalliques; il se forme de l'eau.

L'action de cet acide sur les oxydes dans lesquels l'oxygène est faiblement retenu varie singulièrement. Le *bioxyde de mercure*, mis en contact, à la température ordinaire, avec l'acide cyanhydrique, cède tout l'oxygène à son hydrogène pour former de l'eau, et le mercure s'unit au cyanogène, avec lequel il produit du cyanure, que l'on a appelé jusqu'en 1815 *prussiate de mercure*. On observe les mêmes phénomènes si, au lieu de faire réagir ces deux corps à froid, on fait chauffer de la vapeur d'acide cyanhydrique avec du bioxyde de mercure; mais l'action est tellement énergique, qu'il pourrait se produire une vive explosion si l'on agissait sur des masses un peu considérables.

L'acide cyanhydrique peut se combiner avec l'ammoniaque, et donner un cyanhydrate en cristaux cubiques, ou en prismes entrelacés, ou en feuilles de fougère. Ce sel est tellement volatil, qu'à la température de 22° la tension de sa vapeur est d'environ 45 centimètres; en sorte qu'à 36° elle fera équilibre à la pression de l'atmosphère. Il se décompose et se charbonne avec la plus grande facilité, surtout en présence de l'eau et d'un acide organique ou inorganique; mais lorsqu'il est anhydre, la présence d'une petite quantité d'un acide minéral empêche cette décomposition spontanée.

Caractères distinctifs. 1° L'acide cyanhydrique précipite l'azotate d'argent en blanc; le cyanure d'argent déposé est lourd, caillebotté, peu altérable par la lumière, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique froid, soluble dans cet acide bouillant avec dégagement d'acide cyanhydrique et soluble dans l'ammoniaque; chauffé seul, *quand il est sec*, il donne du *cyanogène*; chauffé avec du potassium, il fournit du cyanure de potassium, lequel, étant dissous dans l'eau, donne du *bleu de Prusse* avec les sels de sesquioxyde de fer. 2° Il ne précipite pas un mélange de sulfate de protoxyde et de sesquioxyde de fer; mais si l'on ajoute quelques gouttes de potasse, il se produit aussitôt un précipité de *bleu de Prusse* (protocyanure et sesquicyanure de fer) insoluble dans l'acide chlorhydrique.

L'acide cyanhydrique *médicinal,* quoique très-vénéneux, peut être employé pour diminuer la toux dans les catarrhes et dans la phthisie pulmonaire au premier degré. On doit commencer par en administrer 4 ou 6 gouttes dans un verre d'eau.

L'acide cyanhydrique est formé en poids de 3,70 d'hydrogène et de 96,30 de cyanogène.

Empoisonnement. L'acide cyanhydrique est un des poisons les plus actifs que l'on connaisse; il suffit d'en mettre une goutte ou deux sur la conjonctive pour déterminer presque instantanément la mort des chiens les plus robustes. Il agit sur le système nerveux en déterminant des accès tétaniques, avec opisthotonos, qui sont suivis d'un état comateux des plus prononcés. Quand les animaux ne succombent pas au premier accès, il peut en survenir un ou deux autres; c'est ce qui a lieu lorsque la dose de l'acide n'a pas été assez forte pour occasionner une mort prompte. Pour déceler l'acide cyanhydrique dans des matières organiques suspectes, on étend celles-ci d'eau distillée et on les chauffe dans une cornue, en ayant soin de faire arriver la vapeur dans un long tube de verre aux deux tiers plein d'azotate d'argent dissous; à mesure que l'acide arrive, il se forme du *cyanure d'argent* dont je viens de donner les caractères. Quand il s'agit de déterminer la proportion d'acide cyanhydrique contenu dans un *sirop,* au lieu de procéder par la distillation, on étend le sirop d'eau distillée et on le traite directement par l'azotate d'argent; la quantité de cyanure précipité fait connaître celle de l'acide cyanhydrique, puisqu'on sait combien il renferme de cyanogène et combien il faut de celui-ci pour donner naissance à l'acide cyanhydrique (voy. *Cyanogène,* p. 89).

On traite avantageusement l'empoisonnement occasionné par cet acide, en faisant respirer au malade de l'eau *chlorée* étendue de 5 ou 6 fois son volume d'eau, en même temps que l'on fait sur la colonne vertébrale des affusions d'eau froide (voy. ma *Médecine légale,* t. 3, 4e édit., et ma *Toxicologie générale,* 4e édition).

Préparation de l'acide anhydre. De tous les moyens employés pour l'obtenir, le suivant est le plus commode et donne un produit abondant et pur. On met dans une petite cornue tubulée 100 grammes de cyanure de mercure réduit en poudre; au col de la cornue, on adapte un tube en verre d'un mètre de long environ, qui est terminé par un autre tube d'un plus petit diamètre et courbé à angle droit de manière à pouvoir être introduit dans un flacon sec et refroidi. Dans le premier tiers du tube, on place du marbre blanc concassé, et dans les deux autres tiers du chlorure de calcium nouvellement fondu. A la tubulure de la cor-

nue, on adapte aussi un tube en S. L'appareil étant ainsi disposé, on met la cornue sur un petit fourneau, et le tube dans une situation horizontale en le faisant supporter par une grille; alors on introduit dans la cornue, par le tube en S, 100 grammes d'acide chlorhydrique concentré, et l'on chauffe doucement; peu à peu on voit se manifester, au sein du liquide, une ébullition produite par l'acide qui se dégage. Si pendant ce dégagement il y avait une petite quantité d'acide chlorhydrique entraînée, elle serait retenue par le marbre (carbonate de chaux); le chlorure de calcium est destiné à dessécher l'acide, mais comme il se condense beaucoup d'acide cyanhydrique dans toute la longueur du tube, on est obligé d'en favoriser le dégagement, en le chauffant un peu au moyen de la grille sur laquelle le tube est placé.



$$\underbrace{\mathrm{Hg\ Cy}}_{\text{Cyan. de merc.}},\ \underbrace{\mathrm{HCl}}_{\text{A. chlorhydrique.}} = \underbrace{\mathrm{HCy}}_{\text{A. cyanhydrique.}},\ \underbrace{\mathrm{Hg\ Cl.}}_{\text{Protochlor. de merc.}}$$

Si l'on employait un grand excès d'acide chlorhydrique, on obtiendrait fort peu d'acide cyanhydrique, parce qu'il se formerait de l'ammoniaque et de l'acide formique (voy. p. 241).

Il est des chimistes qui pensent qu'il est plus avantageux de préparer l'acide *anhydre* en décomposant le cyanure de mercure par du gaz acide sulfhydrique sec. Quoi qu'il en soit, on peut remplacer le cyanure de mercure par celui de potassium, et l'acide chlorhydrique par l'acide sulfurique; lorsqu'on emploie l'acide chlorhydrique, il se forme un chlorure métallique, et l'hydrogène de l'acide s'unit au cyanogène, tandis que, sous l'influence de l'acide sulfurique sur le cyanure de potassium, l'eau est décomposée, son oxygène s'unit avec le métal, et l'hydrogène avec le cyanogène, de manière qu'il en résulte du sulfate de potasse et de l'acide cyanhydrique.

On prépare l'acide *cyanhydrique médicinal* en mélangeant l'acide anhydre avec 8,5 fois *son poids* d'eau, ou bien avec six fois autant d'eau distillée *en volume*. On l'obtient encore en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans une dissolution aqueuse de cyanure de mercure; on filtre lorsque *tout le mercure est précipité à l'état de sulfure* (1), et on mêle la liqueur obtenue avec un peu de carbonate de plomb, qui précipite l'excès d'acide sulfhydrique (Proust). Suivant

(1) Si l'on n'employait pas un excès d'acide sulfhydrique, l'acide cyanhydrique serait mêlé de cyanure de mercure.

MM. Caventou et Pelletier, pour obtenir l'acide cyanhydrique dont on fait usage en médecine, on doit employer 4 grammes de cyanure de mercure pour 32 grammes d'eau distillée.

Je parlerai des acides cyanhydriques ferrurés en faisant l'histoire du *bleu de Prusse* (voy. *Fer*).

DES COMPOSÉS D'HYDROGÈNE ET D'UN CORPS SIMPLE QUI NE SONT PAS ACIDES.

DU BISULFURE D'HYDROGÈNE. HS^2. Équivalent = 412,50.

Le bisulfure d'hydrogène est toujours liquide à la température ordinaire, d'un jaune tirant un peu sur le brun verdâtre; appliqué sur la langue, il la blanchit à la manière du bioxyde d'hydrogène, et y cause un sentiment de cuisson difficile à supporter; il décolore et altère la peau; il détruit facilement la couleur du tournesol; il ressemble, par sa consistance, tantôt à une huile essentielle, tantôt à une huile grasse; sa densité varie aussi : elle a été de 1,769 dans un bisulfure dont la fluidité n'était pas grande; son odeur est particulière et désagréable. Il n'est point solidifié par un froid de 20°—0°; il est décomposé à la température de 60 à 70° en acide sulfhydrique qui se dégage, et en soufre; il éprouve encore ce genre de décomposition lorsqu'il est abandonné à lui-même; il s'enflamme à l'air par l'approche d'une bougie enflammée, et il se produit de l'eau, du soufre et de l'acide sulfureux.

Le charbon très-divisé, le platine, l'or, l'iridium, et plusieurs autres métaux en poudre, en dégagent du gaz acide sulfhydrique sans paraître s'unir au soufre. Le bioxyde de manganèse, la magnésie, l'acide silicique, des fragments pulvérisés de baryte, de strontiane, de chaux, de potasse et de soude, et même la potasse et la soude dissoutes dans l'eau, en dégagent aussi du gaz acide sulfhydrique avec une *vive effervescence*. Les oxydes d'or et d'argent sont instantanément réduits; il y a *incandescence* et formation d'eau.

Le *bisulfure d'hydrogène* n'est pas sensiblement soluble dans l'eau, qui le décompose en partie et devient laiteuse; l'alcool agit de même sur lui.

L'éther le dissout et ne tarde pas à laisser déposer une foule d'aiguilles blanches qui deviennent jaunes par la dessiccation, et qui ne sont que du soufre.

Par son mélange avec les acides, il acquiert beaucoup de stabilité,

peut se conserver longtemps, et n'est plus décomposé par le bioxyde de manganèse. Ces propriétés, comme on le voit, le rapprochent singulièrement du bioxyde d'hydrogène.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur le bioxyde de manganèse et sur l'éther.

Préparation. On verse de l'acide azotique du commerce étendu de deux fois son poids d'eau dans un grand entonnoir dont le bec doit être fermé avec un bouchon; puis on ajoute peu à peu du sulfhydrate sulfuré de chaux, obtenu en faisant bouillir pendant assez longtemps de l'eau sur la chaux et un excès de soufre; on agite continuellement la liqueur, et bientôt on voit le bisulfure qui commence à déposer : celui qui se sépare d'abord est plus liquide que celui qui se précipite en dernier lieu; il est aisé de les recueillir l'un et l'autre en fractionnant les produits.

Théorie. L'acide azotique s'empare de la chaux pour former un azotate ; l'acide sulfhydrique s'unit au soufre en excès et donne le bisulfure; il ne se dégage pas sensiblement d'acide sulfhydrique. Un fait remarquable et déjà connu depuis longtemps, c'est que si, au lieu d'agir comme je l'ai dit, on versait l'acide sur le sulfhydrate sulfuré, on n'obtiendrait point de bisulfure; en effet, alors le sulfhydrate décomposerait le bisulfure à mesure qu'il se produirait, et il se formerait du gaz acide sulfhydrique et un dépôt de soufre.

Il existe des sulfures d'hydrogène contenant un plus grand nombre d'équivalents de soufre. M. Thénard en a vu qui en renfermaient jusqu'à 6 et 8. Tout porte à croire même que le bisulfure qui vient d'être décrit est mélangé d'un ou de plusieurs de ces sulfures plus sulfurés (voy. *Annales de chimie et de physique*, septembre 1831).

DES CARBURES D'HYDROGÈNE.

L'hydrogène et le carbone forment des composés très-nombreux qui affectent tantôt l'état gazeux, tantôt l'état liquide ou solide. Comme ils proviennent en général de la décomposition de substances organiques, je n'en étudierai que trois ici : l'un est le protocarbure d'hydrogène, qui prend naissance spontanément dans la vase des marais; les deux autres sont le résultat de la distillation de la houille ou des corps gras. L'examen des autres carbures sera renvoyé à la chimie végétale.

DU PROTOCARBURE D'HYDROGÈNE OU GAZ DES MARAIS. $H^4 C^2$.

Ce corps, produit dans beaucoup de circonstances naturelles ou artificielles, est en général le résultat de la décomposition de certaines matières organiques, soit par l'action de la chaleur, soit par leur fermentation spontanée; on le trouve surtout dans la vase des marais d'eaux stagnantes.

Il est gazeux, incolore, d'une odeur infecte lorsqu'il est recueilli de la vase, parce qu'il n'est pas pur; mais dans un état de pureté parfaite, il est *permanent*, inodore, insoluble dans l'eau, d'une densité de 0,559; son pouvoir réfringent est de 2,0927.

L'électricité le décompose en hydrogène et en carbone. Il absorbe l'oxygène, brûle avec une flamme bleuâtre beaucoup moins éclairante que celle du bicarbure d'hydrogène gazeux, et se transforme en acide carbonique et en eau.

Si l'on fait un mélange de protocarbure d'hydrogène gazeux et d'un excès de gaz chlore, on obtient, sous l'influence des rayons solaires, un *liquide* que l'on peut considérer comme un mélange d'éther *méthylchlorhydrique monochloré* $H^2 C^2 Cl^2$, d'éther *méthylchlorhydrique bichloré* ou *chloroforme* $HC^2 Cl^3$ et d'*éther méthylchlorhydrique perchloré* ou chlorure de carbone $C^2 Cl^4$. On verra, en traitant de la chimie organique, que l'alcool méthylique ou l'esprit de bois donne avec l'acide chlorhydrique de l'éther méthylchlorhydrique $H^3 C^2 Cl$, et que l'on obtient avec cet éther et le *chlore* gazeux *exactement* les mêmes produits qu'avec le protocarbure d'hydrogène gazeux; en sorte que ce gaz paraît être le point de départ de la série *méthylique :* ainsi on aurait

Protocarbure d'hydrogène. . .	$H^4 C^2$	gaz non liquéfiable.
Éther méthylchlorhydrique. . .	$H^3 C^2 Cl$	liquéfiable à une basse température.
Éther méthylchlorhydrique monochloré.	$H^2 C^2 Cl^2$	qui bout à 30°,5.
Éther méthylchlorhydrique bichloré ou *chloroforme* . . .	$H C^2 Cl^3$	qui bout à 61°.
Éther méthylchlorhydrique perchloré.	$C^2 Cl^4$	qui bout à 78°.

Quand on expose à la *lumière diffuse* trois volumes de *chlore* et un volume de protocarbure d'hydrogène gazeux, il y a détonation, et il se produit de l'acide chlorhydrique et du charbon.

Deux volumes de protocarbure d'hydrogène, contiennent quatre volumes d'hydrogène (deux équivalents) et deux de vapeur de carbone

(un équivalent); d'où il suit que pour les brûler et les transformer en eau et en acide carbonique, il faut quatre volumes d'oxygène, savoir deux pour brûler les quatre volumes d'hydrogène et deux pour brûler les deux volumes de carbone. La formule $H^4 C^2$ représente quatre volumes ou un équivalent de protocarbure d'hydrogène. En poids, le protocarbure est formé de 25 d'hydrogène et de 75 de carbone.

Caractères distinctifs. Gaz incolore, ne répandant pas des vapeurs à l'air, brûlant avec une flamme bleuâtre en donnant de l'eau et de l'acide carbonique, et exigeant pour cela deux volumes d'oxygène.

Préparation. On obtient le gaz des marais en plongeant dans une eau stagnante un flacon plein d'eau, dont le col est muni d'un entonnoir; on agite la vase avec un bâton, et le gaz, en se dégageant sous forme de grosses bulles, se rend sous l'entonnoir et remplit le flacon. Ainsi obtenu, le gaz n'est pas pur; il est mêlé d'acide carbonique dont on le débarrasse en l'agitant avec un peu de potasse ou d'eau de chaux, mais il reste toujours mêlé avec une assez grande proportion d'azote.

On le prépare plus facilement et plus pur en faisant passer de l'acide acétique en vapeur sur de la baryte chauffée au rouge dans un tube de verre; il se forme du carbonate de baryte et du protocarbure d'hydrogène.



$$\underbrace{H^4\,C^4\,O^4}_{\text{Acide acétique}},\ \underbrace{2\,Ba\,O}_{\text{Baryte}} = \underbrace{Ba\,O,\ 2\,CO^2}_{\text{Carbon. de baryte}},\ \underbrace{H^4\,C^2}_{\text{Protocarbure}}$$

On l'obtient aussi en chauffant, dans une petite cornue dont le col est armé d'un tube propre à recueillir les gaz, un mélange d'une partie d'acétate de soude avec trois ou quatre fois son poids de baryte caustique. Il se forme des carbonates de baryte et de soude, et le gaz se dégage pur. (Dumas.) Souvent il se développe spontanément dans les mines de houille, où il produit des explosions terribles; les mineurs le connaissent sous le nom de *feu grisou.*

DU BICARBURE D'HYDROGÈNE GAZEUX (GAZ OLÉFIANT OU DES HOLLANDAIS). $H^4 C^4$.

Il est le produit de l'art, incolore, insipide, d'une *très-faible* odeur, à la fois éthérée et empyreumatique s'il a été bien purifié, et sans action sur l'*infusum* de tournesol; il éteint les corps enflammés; son poids spécifique est de 0,9852.

Soumis à l'action du *calorique* dans un tube de porcelaine, rempli de petits fragments de porcelaine, il est décomposé en charbon qui reste

dans le tube, et en hydrogène moins carboné, tel que $H^4 C^2$ ou $H^8 C^2$, tandis qu'il était formé de $H^4 C^4$ avant l'action de la chaleur. Si l'on met dans le tube du fil de cuivre, du nickel, du palladium ou du platine, et que l'on chauffe au rouge blanc, on obtient du gaz hydrogène pur, et il se forme des carbures de ces métaux. (Marchand, *Journal de pharmacie,* année 1843.)

Suivant Dalton, il peut être entièrement décomposé en hydrogène et en carbone par une grande quantité d'*étincelles électriques.*

Le gaz *oxygène* ne l'altère pas à froid ; mais si on élève la température d'un mélange d'un volume de ce gaz et de trois volumes de gaz oxygène, celui-ci est absorbé avec dégagement de calorique et d'une lumière éclatante, et il se produit de l'eau et de l'acide carbonique; mais si l'air ou l'oxygène ne sont pas en assez grande quantité, il se dépose du charbon.

Si on le fait passer à travers du *soufre* fondu dans un tube incandescent, il se forme du gaz acide sulfhydrique, et il se dépose du charbon.

Le *chlore* enlève l'hydrogène au bicarbure d'hydrogène, forme de l'acide chlorhydrique, et le carbone est mis à nu, pourvu que le mélange soit placé sous l'influence de la *lumière solaire* ou d'un corps en *ignition,* et que l'on agisse sur deux volumes de chlore et sur un de bicarbure d'hydrogène.

Si l'on fait arriver dans un ballon, à la température ordinaire et à la lumière *diffuse,* volumes égaux de chlore et de bicarbure d'hydrogène humides, on obtient, au bout d'un certain temps, la *liqueur des Hollandais,* laquelle étant lavée avec de l'eau distillée et rectifiée sur du chlorure de calcium a pour formule $H^3 C^4 Cl, HCl$; d'où il suit qu'un équivalent d'hydrogène a été remplacé par un équivalent de chlore, et qu'il s'est formé un équivalent d'acide chlorhydrique. Ce liquide est incolore, huileux, d'une saveur légèrement sucrée, d'une odeur *éthérée,* d'une densité de 1,280 à 0°, entrant en ébullition à 84°,5, brûlant par l'approche d'un corps en combustion, s'il a le contact de l'air, avec une flamme verte fuligineuse qui répand d'abondantes vapeurs d'acide chlorhydrique. Il est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther.

Le *chlore* sec, au soleil, transforme $H^3 C^4 Cl, HCl$ en un produit moins volatil, d'une densité de 1,422, qui bout à 115° = $H^3 C^4 Cl^3$; c'est la liqueur des Hollandais *monochlorée.* Par une nouvelle quantité de chlore, on obtient la *liqueur des Hollandais bichlorée* $H^2 C^4 Cl^4$, d'une densité de 1,576, et qui bout à 135°. Cette liqueur, soumise à son tour à l'action du chlore, donne la *liqueur des Hollandais trichlorée* $H C^4 Cl^5$, d'une densité

de 1,663 et qui bout à 153°. Enfin celle-ci, traitée par un excès de chlore au soleil, fournit des cristaux de sesquichlorure de carbone $C^4 Cl^6$, fusibles à 160°, entrant en ébullution à 180°. D'où il suit que les quatre équivalents d'hydrogène de la liqueur des Hollandais ont successivement été remplacés par quatre équivalents de chlore, et si l'on suppose que cette liqueur dérive primitivement d'un carbure d'hydrogène *encore inconnu*, $H^6 C^4$, on aura la série suivante :

Protocarbure inconnu.		$H^6 C^4$
Liqueur des Hollandais.		$H^4 C^4 Cl^2$
id.	monochlorée.	$H^3 C^4 Cl^3$
id.	bichlorée.	$H^2 C^4 Cl^4$
id.	trichlorée.	$H C^4 Cl^5$
id.	quadrichlorée.	$C^4 Cl^6$

En subissant ces divers changements, la molécule chimique du bicarbure d'hydrogène n'est pas altérée ; en effet, les formules des nouveaux composés représentent quatre volumes de vapeur, comme celle du bicarbure dont ils dérivent.

La liqueur des Hollandais est formée de volumes égaux de chlore et de gaz oléfiant ; dans toutes ses réactions, elle se comporte comme une combinaison d'acide chlorhydrique avec le composé chloré $H^3 C^4 Cl$ dont j'ai parlé.

Lorsqu'on fait tomber goutte à goutte du *brome* dans un courant de bicarbure d'hydrogène gazeux, le brome se décolore, et l'on obtient une liqueur analogue à la liqueur des Hollandais, laquelle, étant lavée avec un peu d'eau et distillée à plusieurs reprises et alternativement sur de l'acide sulfurique concentré et sur de la baryte, constitue un produit liquide $H^4 C^4 Br^2$, d'une odeur éthérée, d'une densité de 2,16 à 21°, entrant en ébullition à 133° et se solidifiant à + 13° en une masse blanche cristalline semblable au camphre. Lorsqu'on distille ce liquide avec une dissolution alcoolique de potasse, il se forme du bromure de potassium et un gaz $H^3 C^4 Br$, désigné sous le nom de *bicarbure d'hydrogène monobromé*, lequel est transformé par le brome en un liquide $H^3 C^4 Br^3$.

En faisant agir ensemble dans un matras de l'*iode* et du bicarbure d'hydrogène gazeux à la température de 50° à 60°, on obtient des aiguilles jaunâtres qui ne tardent pas à devenir blanches par l'action prolongée du bicarbure ; purifiées par une eau potassée ou ammoniacale, ces aiguilles = $H^4 C^4 I^2$ correspondent à la liqueur des Hollandais ; elles ont une odeur éthérée, vive, pénétrante ; elles fondent à 73° et se détruisent à une température un peu plus élevée ; la lumière les décom-

pose également. La dissolution alcoolique de potasse les transforme en un liquide volatil $= H^3 C^4 I$ (*bicarbure d'hydrogène monoiodé*) et en un carbure d'hydrogène gazeux.

Cent litres d'eau absorbent 15,3 de bicarbure d'hydrogène gazeux. Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge avec de la vapeur d'eau, celle-ci est décomposée par le charbon que dépose le bicarbure d'hydrogène (voyez p. 248).

Ceux des acides formés par l'oxygène qui sont susceptibles d'être décomposés par l'hydrogène et par le carbone le sont également par le bicarbure d'hydrogène à une température rouge. Il y en a cependant quelques-uns qui peuvent, à une température moins élevée, se combiner avec ce gaz et donner naissance à plusieurs produits.

L'acide *sulfurique monohydraté* dissout assez facilement le bicarbure d'hydrogène gazeux, ce qui n'a pas lieu pour le protocarbure gazeux. Le même acide *anhydre* donne avec le bicarbure un composé blanc $= H^4 C^4, 4SO^3$, fusible vers 80°, déliquescent, improprement désigné sous le nom de *sulfate de carbyle*. Si l'absorption de l'humidité atmosphérique par ce corps se fait lentement et sans élévation de température, il se trouve transformé en acide *éthionique* $H^5 C^4 O, 4 SO^3$, lequel donne, avec la plupart des bases, des sels cristallisables. On verra plus tard que cet acide peut être considéré comme un composé d'un équivalent d'éther ordinaire $H^5 C^4 O$ et de quatre d'acide sulfurique; c'est une sorte d'acide sulfovinique ou d'éther vinique. En faisant bouillir pendant quelques instants sa dissolution aqueuse, on le décompose en deux équivalents d'acide sulfurique et en acide *iséthionique* $H^5 C^4 O, 2 SO^3$, identique par sa composition avec l'acide sulfovinique (éther vinique), quoiqu'il en diffère par quelques-unes de ses propriétés.

Le gaz *bioxyde d'azote,* à une température élevée et sous l'influence de l'éponge de platine, transforme le bicarbure d'hydrogène en eau, en ammoniaque, en acides carbonique et cyanhydrique, qui s'unissent et forment du carbonate et du cyanhydrate d'ammoniaque (Kuhlmann).

Un volume de gaz bicarbure d'hydrogène contient deux volumes d'hydrogène (un équivalent) et deux volumes de carbone (un équivalent), d'où il suit que pour le faire brûler il faut trois volumes d'oxygène, savoir : un pour les deux volumes d'hydrogène et deux pour les deux volumes de carbone. La formule $H^4 C^4$ exprime quatre volumes de ce gaz. En poids, le bicarbure d'hydrogène est formé de 14,29 d'hydrogène et de 85,71 de carbone.

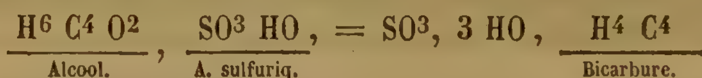
Caractères distinctifs. Gaz incolore, ne répandant pas des vapeurs à l'air, brûlant avec une belle flamme blanche en donnant de l'eau et de

l'acide carbonique, et exigeant pour cela trois volumes d'oxygène. Le chlore en sépare le carbone si l'on met le feu au mélange des deux gaz.

Il a été découvert par les chimistes hollandais. Il est délétère; on ne s'en sert pas en médecine. On emploie aujourd'hui avec succès, dans l'éclairage, un gaz que l'on obtient en décomposant par le feu la houille, les huiles ou des matières résineuses, et qui renferme du bicarbure d'hydrogène.

Préparation du bicarbure d'hydrogène gazeux. On fait bouillir, dans une cornue qui doit être seulement remplie au tiers, un mélange d'une partie d'alcool à 0,85 et de six parties d'acide sulfurique monohydraté; on cesse de chauffer dès que le mélange commence à se carboniser et qu'il se dégage de l'acide sulfureux; le bicarbure gazeux obtenu peut contenir de l'alcool, de l'éther, de l'acide sulfureux, et de l'acide carbonique; on le purifie en le faisant passer d'abord à travers un flacon renfermant de l'acide sulfurique concentré, pour lui enlever l'alcool et l'éther, puis à travers un second flacon, dans lequel on a préalablement introduit une dissolution de potasse caustique.

Théorie. On a pensé qu'à raison de son affinité pour l'eau, l'acide sulfurique enlevait à l'alcool deux équivalents d'oxygène et d'hydrogène pour former deux équivalents d'eau, et que l'alcool se trouvait ramené à l'état de bicarbure d'hydrogène $H^4\ C^4$.



$$\underbrace{H^6\ C^4\ O^2}_{\text{Alcool.}},\ \underbrace{SO^3\ HO}_{\text{A. sulfuriq.}},\ = SO^3,\ 3\ HO,\ \underbrace{H^4\ C^4}_{\text{Bicarbure.}}$$

Cette explication n'est pas soutenable depuis que M. Mitscherlich a prouvé, en faisant arriver peu à peu des vapeurs d'alcool sur un mélange de 100 p. d'acide sulfurique concentré et de 30 parties d'eau chauffée à 160°, qu'il se dégage *de l'eau* et du bicarbure d'hydrogène gazeux, et que la quantité d'eau qui se volatilise *est exactement égale* à celle qui formerait de l'alcool avec le bicarbure d'hydrogène; il est évident que, s'il se dégage de l'eau, celle-ci ne peut pas servir à trihydrater l'acide sulfurique $SO^3\ HO$. On sait d'ailleurs que la proportion d'acide sulfurique indiquée peut transformer en eau et en bicarbure d'hydrogène une quantité presque indéfinie d'alcool. Il ne reste plus, pour expliquer la formation de ce bicarbure, que l'influence de la *force catalytique* (voy. p. 9); c'est-à-dire que, par sa présence, l'alcool est transformé en eau et en bicarbure, sans que l'acide prenne la moindre parcelle de cette eau.

Si, au lieu d'arrêter l'opération lorsque la matière commence à se carboniser, on la poussait plus loin, le mélange noircirait, se boursoufle-

rait considérablement, et il resterait dans la cornue une matière noire contenant de l'acide sulfurique, de l'acide sulfovinique = $H^5 C^4 O, HO, 2 SO^3$, et un corps noir dont la formule serait $H^{24} C^{80} S^3 O^{20}$. J'ai déjà dit qu'il se dégagerait de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique; d'où il suit qu'une partie de l'acide sulfurique aurait été décomposée.

DU GAZ DOUBLE BICARBURE D'HYDROGÈNE. $H^2 C^2$.

Ce gaz est incolore, permanent à la température ordinaire, liquéfiable à — 18° c., d'un poids spécifique de 1,86 à 1,93. Approché d'un corps en combustion, il brûle avec une flamme brillante qui possède un pouvoir éclairant plus considérable que celui de tous les autres gaz. L'eau le dissout à peine; l'acide sulfurique peut en prendre environ cent fois son volume. Il se combine avec un volume de chlore égal au sien, et donne lieu à un liquide analogue à celui que produit le bicarbure d'hydrogène dans les mêmes circonstances.

Un volume renferme quatre volumes de vapeur de carbone (deux équivalents) et quatre volumes d'hydrogène (deux équivalents), il exige donc six volumes de gaz oxygène pour être complétement brûlé: savoir, quatre pour le carbone et deux pour l'hydrogène; il se forme de l'acide carbonique et de l'eau. Il est deux fois plus condensé que le bicarbure d'hydrogène.

Préparation. On soumet à une pression de 30 atmosphères le gaz provenant de la distillation des corps gras, le liquide obtenu étant distillé se partage en plusieurs produits inégalement volatils; le plus volatil de tous, chauffé, fournit ce gaz (Faraday).

Éclairage au gaz.

La première idée de cet éclairage est due à Lebon, ingénieur français, qui la mit en pratique en Angleterre en 1786; en distillant du bois pour obtenir de l'acide acétique et du charbon, il s'éclaira avec le gaz qu'il recueillit pendant l'opération. Six ans après, Murdoch employa avec plus d'avantage le gaz provenant de la distillation de la houille. Plus tard, on a fait usage d'autres matières, telles que les huiles, les graisses, les goudrons, le marc de raisin, la lie de vin.

L'expérience a démontré que

100 litres de *cannel coal* donnent.	32,000	litres de gaz.
100 litres de houille anglaise de 1re qualité donnent	25,000	id.

100 litres de houille du nord de la France donnent. .	21,000 litres	de gaz.
100 litres de brai sec donnent.	89,121	id.
100 litres d'huile donnent.	83,000	id.
100 litres de marc de raisin.		
100 litres de lie de vin.		

Composition. La composition du gaz de l'éclairage varie suivant la nature du corps qui l'a fourni. Voici les noms des gaz et des vapeurs dont on a constaté la présence dans ce gaz jusqu'à ce jour : l'*hydrogène,* l'*oxyde de carbone,* le *proto,* le *bicarbure d'hydrogène,* le gaz *double bicarbure d'hydrogène* (ce dernier se produit exclusivement pendant la distillation des corps gras), le gaz *acide carbonique,* le *carbonate d'ammoniaque,* l'*azote,* le *sulfure d'ammoniaque,* le *cyanogène,* le *sulfure de carbone,* des *carbures liquéfiables,* de la *naphthaline,* de la *paranaphthaline,* de la *benzine,* etc. Parmi ces corps, il en est qui sont incombustibles, et qui diminueraient l'intensité de la lumière, si on ne les séparait pas des gaz éclairants. Le Dr Henry a vu, en expérimentant sur la houille, que les quantités relatives des gaz composant le gaz *éclairant* qu'elle donnait variaient aux diverses époques de l'opération. Voici les résultats qu'il a constatés :

	Densité.	Bicarbure d'hydrog.	Protocarb. d'hydrog.	Oxyde de carbone.	Hydrogène.	Azote.
Au commencement de l'opération. .	0,650	13	82,5	3,2	0,0	13,0
Après 5 heures. . .	0,500	7	56,0	11,0	21,3	4,7
Après 10 heures. .	0,345	0	20,0	10,0	60,0	10,0

On sait aussi que si l'on compare le pouvoir éclairant du gaz de plusieurs origines, on trouve que 106 à 110 litres de gaz de la houille, que 58 à 60 litres de gaz de la résine, et que 28 à 30 litres de gaz de l'huile, brûlent pendant une heure, en produisant la même quantité de lumière qu'une lampe de Carcel, qui brûle 42 grammes d'huile de colza purifiée.

Le gaz extrait de la houille, étant celui dont on se sert le plus ordinairement, me servira d'exemple pour la préparation de ce produit.

On introduit dans des cylindres de fonte placés horizontalement dans un four des morceaux de houille grasse; l'appareil, après avoir été fermé avec soin, est chauffé jusqu'au rouge-cerise; alors la houille se décompose; il se forme du gaz qui, par des tubes placés à la partie antérieure du cylindre, va se rendre dans un barillet rempli d'eau, qui tout à la fois sert à refroidir un peu de gaz et à empêcher toute communication de l'air extérieur avec l'intérieur de l'appareil. Après

avoir traversé ce liquide, il se rend dans un condenseur qui sert à retenir le goudron et l'eau chargée des sels ammoniacaux qui se produisent et qui ont été entraînés par le gaz; de là on fait passer celui-ci dans le dépurateur, qui consiste en deux cavités, ordinairement en maçonnerie, où l'on place les uns au-dessus des autres plusieurs lits de mousse sur laquelle on a répandu de la chaux vive en poudre.

Le gaz arrive par la partie inférieure dans le dépurateur ainsi disposé, et sort par la partie supérieure, après avoir traversé la couche de mousse et de chaux, qui l'a débarrassé en grande partie de l'acide sulfhydrique qui lui donnait des propriétés si nuisibles. De là il est conduit sous une cloche en tôle, appelée gazomètre, placée sur l'eau, et qui sert de réservoir pour l'accumulation du gaz jusqu'à ce qu'il soit transporté, au moyen de tubes, au lieu de consommation. Ce n'est que par une pression convenablement calculée que le gaz peut, en sortant du gazomètre, parcourir tous les tuyaux qui lui livrent passage, avec la vitesse nécessaire pour qu'en ouvrant les robinets qui les terminent au lieu de consommation, il sorte en un jet toujours égal et qui n'en laisse passer que la quantité qui peut être brûlée dans le même temps. Cette pression peut être évaluée communément à celle qu'exercent 3 centimètres d'eau répandue à la surface du gazomètre. Tout le monde connaît aujourd'hui la lumière éclatante que l'on obtient par ce moyen; mais on sait aussi quels inconvénients lui sont inhérents, indépendamment des explosions terribles qu'il peut causer dans tous les lieux où il s'accumule, quand il a été mélangé avec l'air atmosphérique.

Il n'est jamais débarrassé de tout le gaz sulfhydrique formé aux dépens des sulfures que l'on trouve toujours dans les houilles : aussi noircit-il toutes les dorures, les peintures blanches faites avec le carbonate de plomb, et altère-t-il les couleurs des tissus avec une grande rapidité; cependant on donne la préférence à la houille, parce qu'elle est très-commune, d'un très-bas prix, et qu'elle fournit, outre le gaz de l'éclairage, du coke.

Le gaz qui résulte de la décomposition des matières grasses et résineuses n'offre pas les inconvénients qui viennent d'être signalés; mais comme il contient une très-grande proportion d'oxyde de carbone, et qu'il est très-vénéneux, il peut occasionner des accidents fâcheux s'il échappe à la combustion.

Le gaz d'*huile* et de *résine* est plus éclairant que celui de la houille, parce qu'il contient plus de bicarbure d'hydrogène gazeux et divers carbures d'hydrogène très-volatils; il ne renferme d'ailleurs ni de l'acide sulfhydrique, ni du sulfure de carbone, ni de l'ammoniaque, substances

qui se trouvent ordinairement dans le gaz de la houille mal épurée.

Les *corps gras* et les *résines* ne peuvent être réduits en gaz qu'en les faisant tomber par petites portions dans des cornues convenablement chauffées et contenant du coke pour multiplier le contact des produits volatils.

Le charbon que l'on trouve dans les cylindres après la calcination de la houille porte le nom de coke; c'est du charbon presque pur, ne contenant plus que les matières minérales fixes que la chaleur n'a point décomposées ni dégagées : c'est un excellent combustible.

Dans ces derniers temps, M. Gillard est parvenu à produire un gaz très-éclairant, en faisant arriver sur du platine incandescent du gaz *hydrogène* obtenu en décomposant de la vapeur d'eau par du charbon ou par du fer chauffés au rouge (voy. *Journ. de pharm.,* février 1850).

DES COMPOSÉS DE PHOSPHORE ET D'HYDROGÈNE.

On compte aujourd'hui trois composés différents d'hydrogène et de phosphore, savoir :

Un phosphure solide.	=	$H\ Ph^2$
Un phosphure liquide.	=	$H^2\ Ph$
Un phosphure gazeux (non spontanément inflammable)	=	$H^3\ Ph$

J'emprunte à MM. Leverrier et Paul Thénard les principaux faits sur la constitution de ces corps.

DU PHOSPHURE SOLIDE (HYDRURE DE PHOSPHORE). $H\ Ph^2$.
Équivalent = 812,50.

Il a été découvert en 1835 par M. Leverrier. Il est solide, floconneux, jaune-serin, plus dense que l'eau, insipide, d'une légère odeur alliacée. Chauffé avec le contact de l'air, il ne s'enflamme qu'à 160°; au delà de 175°, il se décompose en hydrogène et en phosphore, si on le chauffe au milieu du gaz acide carbonique. Il est insoluble dans l'eau et dans l'alcool. Une goutte d'acide azotique fort l'enflamme sur-le-champ, et il brûle avec une longue flamme. C'est lui qui se dépose lorsque le gaz phosphure d'hydrogène, spontanément inflammable, se décompose par l'action de la lumière solaire ou diffuse.

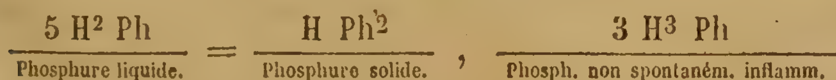
Préparation. On reçoit dans l'acide chlorhydrique liquide le gaz spon-

tanément inflammable; le phosphure solide se dépose, on le lave à l'eau froide et on le dessèche rapidement dans la machine pneumatique.

Il est sans usages.

DU PHOSPHURE LIQUIDE. H^2 Ph. Équivalent = 425.

Il a été découvert en 1844 par M. Paul Thénard. Il est incolore, transparent, d'une tension considérable; il reste liquide à — 10°. *Il s'enflamme avec une extrême énergie* au contact de l'air, et il brûle avec une flamme blanche douée de l'éclat le plus vif. Il détermine à froid l'inflammation des gaz formés d'éléments combustibles, tels que le cyanogène, l'hydrogène, le bicarbure d'hydrogène, le phosphure d'hydrogène non inflammable spontanément H^3 Ph, etc.; c'est en quelque sorte un incendie qu'une étincelle allume, et qui continue tant que la flamme trouve un aliment. Exposé à la lumière solaire et même à la lumière diffuse, il se change rapidement en phosphure jaune solide et en gaz phosphure d'hydrogène non spontanément inflammable; cette facile décomposition rend très-dangereuses les expériences sur le phosphure d'hydrogène liquide.



$$\underbrace{5\,H^2\,Ph}_{\text{Phosphure liquide.}} = \underbrace{H\,Ph^2}_{\text{Phosphure solide.}},\ \underbrace{3\,H^3\,Ph}_{\text{Phosph. non spontaném. inflamm.}}$$

Le dédoublement dont je parle, en deux autres phosphures, s'opère encore plus promptement, lorsqu'on met le phosphure liquide en contact avec les acides chlorhydrique, bromhydrique, le chlorure de phosphore, etc.

Préparation. Il suffit, pour obtenir ce corps, de faire arriver dans des tubes recourbés en U le gaz phosphure d'hydrogène spontanément inflammable qui se produit lorsqu'on met dans l'eau du phosphure de calcium; on ne tarde pas à recueillir le phosphure d'hydrogène liquide. Le phosphure de calcium employé à cet effet est composé de deux équivalents de phosphate de chaux et de cinq de phosphure de calcium (voy. *Calcium*).

DU PHOSPHURE GAZEUX (GAZ HYDROGÈNE PHOSPHORÉ NON SPONTANÉMENT INFLAMMABLE). H^3 Ph. Équivalent = 437,50.

Il est incolore, permanent, élastique comme l'air, d'une odeur alliacée, d'une densité de 1,185, sans action sur le tournesol. L'eau en absorbe un huitième de son volume. Il ne brûle pas spontanément

à l'air ni dans le gaz oxygène, cependant il détone lorsqu'il est mêlé avec ce gaz à l'approche d'un corps enflammé; il se forme de l'eau, et, suivant les proportions d'oxygène, il se produit de l'acide phosphorique ou de l'acide phosphoreux. Il suffit d'une température de 100° pour que le gaz s'enflamme ; mélangé avec un atome de phosphure liquide, il s'enflamme instantanément.

Préparation. On l'obtient pur en projetant du phosphure de calcium dans *de l'acide chlorhydrique presque fumant,* au moyen d'un tube vertical plongeant dans le liquide acide ; il se forme, en même temps que ce gaz, une quantité considérable de phosphure solide, qui reste en suspension dans l'acide chlorhydrique sans y subir d'altération. On peut encore préparer ce gaz en chauffant, en vaisseaux clos, l'acide phosphoreux concentré jusqu'à consistance de sirop.

DU PHOSPHURE D'HYDROGÈNE GAZEUX (HYDROGÈNE PERPHOSPHORÉ SPONTANÉMENT INFLAMMABLE).

Ce gaz ne constitue pas un corps particulier, comme on l'a cru pendant longtemps; il est formé de phosphure gazeux non inflammable H^3 Ph, mélangé d'une très-petite quantité de phosphure liquide, *auquel il doit la propriété de s'enflammer spontanément.* La présence de ce phosphure liquide dans ce gaz ne peut être mise en doute, puisqu'il suffit d'un simple abaissement de température pour l'en séparer. Veut-on savoir maintenant pourquoi le gaz spontanément inflammable perd la propriété de s'enflammer spontanément lorsqu'on l'abandonne à lui-même, à la lumière solaire ou diffuse ; c'est que le phosphure liquide qu'il contenait d'abord s'est décomposé en *phosphure jaune solide* qui se dépose, et en phosphure d'hydrogène non inflammable H^3 Ph. Déjà M. Leverrier avait annoncé que ce gaz n'était pas un corps particulier, mais il l'avait cru formé de phosphure d'hydrogène non inflammable et de phosphure d'hydrogène *solide.*

Le phosphure d'hydrogène spontanément inflammable paraît prendre naissance dans les cimetières et dans tous les lieux où il y a putréfaction de matières animales phosphorées. Lorsqu'on le laisse échapper bulle à bulle dans l'atmosphère, il se produit, outre la flamme, une fumée blanche circulaire, ayant la forme d'un anneau horizontal qui s'élargit à mesure qu'elle s'élève, si toutefois l'atmosphère est tranquille : cette fumée est composée de l'eau et de l'acide phosphorique qui résultent de l'action qu'exerce l'oxygène de l'air sur le gaz hydrogène et sur le phosphore. Thomas Thomson assure que la combinaison des deux gaz n'est

accompagnée de flamme qu'autant qu'il se produit assez de chaleur pour que la température soit au moins à 64° therm. cent. La flamme est bien plus éclatante si l'on fait arriver le gaz bulle à bulle dans un flacon à moitié rempli de gaz oxygène et d'eau.

Préparation. On obtient le gaz inflammable spontanément en décomposant la plupart des hypophosphites par le feu, ou en faisant agir les alcalis sur le phosphore et sur l'eau. Pour se le procurer d'après ce dernier procédé, on introduit dans une petite fiole munie d'un tube recourbé une bouillie faite avec douze parties de chaux vive éteinte par l'eau, une partie de phosphore coupé en petits fragments, et un peu d'eau; on chauffe graduellement ce mélange, et l'on ne tarde pas à obtenir du gaz phosphure d'hydrogène, que l'on recueille sur le mercure lorsqu'il s'enflamme spontanément, et que l'air de l'appareil s'est dégagé; il reste dans la fiole du phosphate de chaux avec excès de chaux: d'où il suit que l'eau a été décomposée; l'oxygène a acidifié une portion du phosphore, tandis que l'hydrogène en s'emparant de l'autre portion, a donné naissance au gaz dont je parle. On peut aussi l'obtenir en mettant dans la fiole 8 ou 12 grammes d'une dissolution concentrée de potasse, et 75 à 95 centigrammes de phosphore; dans tous les cas, le gaz qui se dégage vers la fin de l'opération ne s'enflamme plus spontanément.

DE L'HYDROGÈNE AZOTÉ. H^3 Az. Équivalent = 212,50.

L'ammoniaque (*alcali volatil* des anciens chimistes) n'existe jamais pure dans la nature; on la trouve souvent, combinée avec des acides, dans l'urine de l'homme, dans les excréments des chameaux, dans les produits de la putréfaction d'un très-grand nombre de substances animales, enfin dans quelques mines d'alun. Séparée par l'art des composés qui la renferment, l'ammoniaque se présente à l'état gazeux.

Le *gaz ammoniac* est incolore, doué d'une odeur forte, pénétrante, et d'une saveur âcre, caustique; il est beaucoup plus léger que l'air; son poids spécifique est de 0,597; il *verdit le sirop de violettes* avec beaucoup d'énergie et rétablit la couleur bleue du papier de tournesol rougi par un acide. Il éteint les corps enflammés, après que le disque de la flamme a été agrandi. Le gaz ammoniac, parfaitement sec, se condense en un liquide incolore par un simple refroidissement à 40° — 0. A + 10°, il peut être liquéfié si on le soumet à une pression équivalente à celle de six atmosphères et demie; on l'obtient facilement sous cet état en chauffant légèrement, dans un tube en verre résistant et fermé aux deux bouts,

du chlorure d'argent saturé de gaz ammoniac sec; l'ammoniaque se dégage et vient se liquéfier dans la partie du tube que l'on a entourée d'un mélange réfrigérant; ainsi liquéfié, il offre une densité de 0,76. Faraday a *solidifié* le gaz ammoniac en l'exposant au froid qui résulte d'un mélange d'acide carbonique *solide* et d'éther; dans cet état, il est blanc, cristallin, transparent, d'une odeur faible, et plus pesant que l'ammoniaque liquide.

Si, après l'avoir bien desséché au moyen de la potasse cassée en petits morceaux (1), on le fait passer dans un tube de porcelaine chauffé au-dessus du rouge-cerise, verni intérieurement, luté extérieurement, ne renfermant dans sa capacité aucun fragment de bouchon, il ne se décompose qu'imparfaitement; mais si le tube contient des fragments de porcelaine, ou mieux des fils métalliques de fer, de cuivre, d'argent, de platine ou d'or, le gaz ammoniac se décompose en totalité ou en grande partie; la portion décomposée est transformée en hydrogène et en azote dans le rapport de 3 à 1 en volume; et l'expérience prouve: 1° que le poids des métaux employés augmente d'une quantité notable; le fer, par exemple, peut prendre jusqu'à 11,5 pour 100 d'augmentation de poids (2); 2° que leur poids spécifique diminue: la densité du fer est quelquefois réduite à 5, et celle du cuivre à 5,5; 3° que le fer et le cuivre jouissent de cette propriété à un plus haut degré que les autres métaux, puisqu'il faut huit fois plus de platine que de fer pour produire le même effet; 4° que plusieurs d'entre eux changent de propriétés physiques: le fer, par exemple, et le cuivre deviennent cassants; 5° enfin, que leur action est d'autant plus grande que la température est plus élevée. M. Despretz attribue les diverses altérations qu'apporte l'action du gaz ammoniac dans les propriétés des métaux à la *combinaison durable* ou *instantanée entre l'azote* de l'ammoniaque et *ces métaux* (*Annales de chimie*, octobre 1829).

D'après M. Grove, le gaz ammoniac double de volume se décompose et fournit trois volumes d'hydrogène et un d'azote, lorsqu'on le met en contact avec un fil de platine rendu incandescent par une batterie voltaïque.

En faisant passer, au moyen de la bouteille de Leyde, deux ou trois

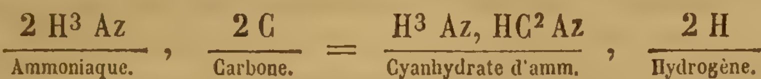
---

(1) Le chlorure de calcium, dont on se sert avec tant d'avantage pour dessécher les gaz, ne saurait être employé ici, parce qu'il absorbe le gaz ammoniac.

(2) D'après M. Schrœtter, le cuivre n'augmenterait pas de poids (*Journal de pharm.*, 1842).

cents décharges *électriques* à travers une petite quantité de gaz ammoniac, on le décompose en gaz hydrogène et en gaz azote.

A la température ordinaire, le gaz *oxygène* n'agit point sur lui ; mais si on chauffe le mélange au moyen d'une bougie allumée ou d'une étincelle électrique, le gaz ammoniac est décomposé ; l'oxygène s'empare de son hydrogène pour former de l'eau ; une petite partie du gaz azote s'unit aussi avec l'oxygène et produit de l'acide azotique ; mais la majeure partie du gaz azote est mise à nu. Le *soufre* en vapeur décompose le gaz ammoniac, et il en résulte un mélange de gaz hydrogène et de gaz azote et du sulfhydrate d'ammoniaque, dont une partie contient un excès de soufre. Le *charbon* rouge le décompose et donne naissance à du gaz hydrogène et à du cyanhydrate d'ammoniaque.



$$\underbrace{2\,H^3\,Az}_{\text{Ammoniaque.}},\ \underbrace{2\,C}_{\text{Carbone.}} = \underbrace{H^3\,Az,\,HC^2\,Az}_{\text{Cyanhydrate d'amm.}},\ \underbrace{2\,H}_{\text{Hydrogène.}}$$

L'*hydrogène* est sans action sur le gaz ammoniac.

Si l'on introduit quelques bulles de *chlore* gazeux sec dans une cloche presque pleine de gaz ammoniac également sec, disposée sur la cuve à mercure, celui-ci est rapidement absorbé et en partie décomposé ; il y a dégagement de calorique et de lumière : l'hydrogène de la portion de gaz ammoniac décomposé forme, avec le *chlore,* de l'acide chlorhydrique, qui, se combinant dans le même instant avec l'ammoniaque non décomposée, donne naissance à des *vapeurs blanches épaisses* de chlorhydrate d'ammoniaque *anhydre :* l'azote provenant du gaz ammoniac décomposé est mis à nu et reste dans la cloche. On obtient les mêmes produits si l'on met ensemble l'ammoniaque et le *chlore,* l'un et l'autre à l'état liquide, ainsi que je l'ai dit à l'article *Azote.*



$$\underbrace{4\,H^3\,Az}_{\text{Ammoniaque.}},\ \underbrace{3\,Cl}_{\text{Chlore.}} = \underbrace{3\,H^3\,Az,\,HCl}_{\text{Chlorhydrate.}},\ \underbrace{Az}_{\text{Azote.}}$$

En admettant que l'ammoniaque soit de l'*oxyde* d'*ammonium* (voyez p. 264), les vapeurs blanches seraient formées de *chlorure d'ammonium* anhydre, et dans ce cas il faudrait supposer qu'un équivalent d'hydrogène d'une partie de l'ammoniaque décomposée se serait porté sur l'oxygène de la portion d'ammoniaque non décomposée, pour former de l'eau et donner naissance à de l'*ammonium* = H^4 Az.

Le *brome* agit sur l'ammoniaque, comme le chlore.

Si l'on met en contact de l'*iode* et du gaz ammoniac parfaitement secs, on obtient sur-le-champ un liquide visqueux, d'un aspect métallique,

considéré par les chimistes comme $H^9 I^2 Az^3$, et que M. Millon est disposé à croire formé d'iodhydrate d'ammoniaque et d'azoture d'iode; cet azoture ne tarde pas à s'emparer d'une nouvelle quantité de gaz ammoniac, et donne naissance à un liquide moins visqueux, d'un rouge brun, qui, d'après Sérullas, constitue un azoture avec excès d'ammoniaque. Aucun des deux n'est détonant; mais si on le verse dans l'eau, on obtient de l'azoture d'iode sous forme d'une poudre fulminante, et de l'iodhydrate d'ammoniaque. Si l'on agit à chaud, l'iode décompose l'ammoniaque et donne de l'acide iodhydrique et de l'azote.

L'*azote* est sans action sur le gaz ammoniac.

Exposé à l'*air*, ce gaz ne subit aucune altération à froid et ne répand point de vapeurs, quoiqu'il soit excessivement soluble dans l'eau. Si la température est élevée, on observe les mêmes phénomènes que ceux que produit sur lui le gaz oxygène, mais à un degré plus faible. Cependant, si l'on fait passer un mélange d'air et de gaz ammoniac à une température de 300° sur de l'éponge de platine, tout le gaz ammoniac est transformé en acide azotique, aux dépens de l'oxygène de cet air (Kuhlmann).

L'*eau*, à la température et à la pression ordinaires, peut en dissoudre 670 fois son volume, ce qui fait à peu près le tiers de son poids. On peut s'assurer de cette grande solubilité du gaz ammoniac, par les moyens employés pour prouver celle du gaz acide chlorhydrique. Il est aisé de prévoir qu'un morceau de glace doit être liquéfié par ce gaz aussi vite que par des charbons ardents.

L'ammoniaque liquide, connue sous le nom d'*alcali volatil*, d'*alcali fluor*, d'*esprit de sel ammoniac*, est la dissolution de ce gaz dans l'eau. Elle est incolore; son odeur, sa saveur, et son action sur le sirop de violettes, sont les mêmes que celles du gaz. Si elle est très-concentrée, on peut l'obtenir cristallisée en aiguilles, en la soumettant lentement à un froid de 40°; chauffée, elle laisse dégager presque tout le gaz, et s'affaiblit; son poids spécifique est de 0,9054 lorsqu'elle est formée de 23,37 de gaz ammoniac et de 74,63 parties d'eau; il est au contraire de 0,9713 si le gaz ammoniac dissous n'est que 7,17, et l'eau 92,83. Lorsqu'on fait passer du *cyanogène* sur l'ammoniaque liquide, on obtient du cyanhydrate d'ammoniaque, une grande quantité de matière charbonneuse, d'un brun foncé, de l'oxalate d'ammoniaque et de l'urée, qui peut être considérée comme du cyanate d'ammoniaque. (Wœhler.)

Le *bioxyde d'azote* et le gaz ammoniac sont décomposés sous l'influence du platine excessivement divisé; tout l'hydrogène de l'ammoniaque passe à l'état d'eau en se combinant avec l'oxygène du bioxyde, et l'azote contenu dans les deux corps devient libre.

Les *oxacides hydratés* forment avec l'ammoniaque des sels qui contiennent constamment un équivalent d'eau. Les *hydracides* donnent des sels qui renferment l'hydracide et les éléments de l'ammoniaque, tandis qu'ils fournissent avec les oxydes métalliques des sels terminés en *ure* (voy. p. 226). Les acides *anhydres*, au lieu de former des sels proprement dits avec l'ammoniaque, donnent naissance à des *amides.* Gay-Lussac a prouvé que les combinaisons du gaz ammoniac avec les acides gazeux avaient lieu dans des rapports très-simples, c'est-à-dire avec la moitié de son volume, ou avec un volume égal au sien ou double de l'acide gazeux.

Les chlorures de phosphore, de silicium, et plusieurs chlorures métalliques, se combinent avec l'ammoniaque, et donnent des composés analogues aux sels, dans lesquels l'ammoniaque joue le rôle de base, et le chlorure celui d'acide (Persoz, *Ann. de chim. et de phys.*, t. XLIV).

Caractères distinctifs. Gaz incolore, d'une odeur *sui generis*, verdissant le sirop de violettes, et répandant des fumées blanches épaisses de chlorhydrate d'ammoniaque lorsqu'on en approche un tube trempé dans de l'acide chlorhydrique liquide.

Usages et mode d'action. On emploie l'ammoniaque comme réactif dans les laboratoires. Son action sur l'économie animale est des plus meurtrières; elle enflamme fortement les tissus avec lesquels on la met en contact, et paraît agir comme un puissant stimulant du système nerveux. Respiré à l'état de gaz, ou introduit dans l'estomac à l'état liquide et concentré, ce corps ne tarde pas à développer des symptômes inflammatoires et nerveux qui sont bientôt suivis de la mort, s'il a été employé en assez grande quantité et à un certain degré de concentration. Son action est beaucoup moins vive lorsqu'on le prend affaibli : dans ce cas, il augmente la chaleur générale, la fréquence du pouls et la transpiration; il provoque la sueur, et fait souvent reparaître des phlegmasies qui étaient supprimées. Les médecins peuvent par conséquent s'en servir avec succès lorsqu'il est administré avec prudence. Tantôt on l'introduit dans l'estomac, tantôt on l'applique à l'extérieur, tantôt enfin on l'emploie à l'état de gaz. On le fait prendre *intérieurement* dans certaines fièvres dites putrides accompagnées d'affaissement, afin de déterminer la crise par les sueurs ; dans certaines fièvres ataxiques lentes, dans les maladies éruptives rentrées ou dans celles dont l'éruption est difficile, dans les affections rhumatismales lentes, dans les piqûres de divers reptiles et insectes venimeux. On l'associe, suivant l'indication que l'on veut remplir, à des potions toniques ou sudorifiques, et on en met 20 ou 30 gouttes dans 160 grammes de potion que l'on fait prendre par cuil-

lerées : il vaudrait mieux, attendu la grande volatilité de ce médicament, ne le mêler à la potion qu'au moment où le malade doit en prendre une cuillerée. On l'applique à l'*extérieur* dans des brûlures récentes, afin d'empêcher l'inflammation et les phlyctènes de se développer, dans plusieurs maladies lentes des muscles, des glandes lymphatiques, dans le rhumatisme chronique, dans les engorgements laiteux des mamelles qui ne sont pas anciens, dans la gale, les dartres, l'œdème. On l'injecte quelquefois dans le vagin pour exciter la membrane muqueuse, et rappeler une phlegmasie locale supprimée. Dans ces diverses circonstances, on emploie l'ammoniaque liquide étendue d'eau, ou bien un liniment préparé avec 1 partie d'ammoniaque et 10 d'huile, ou bien enfin on se sert de sachets remplis d'une poudre composée de 3 parties de chaux et 1 de sel ammoniac, mélange dont il se dégage de l'ammoniaque. On fait usage de ce médicament liquide concentré pour brûler les morsures des reptiles venimeux et les piqûres de certains insectes. A l'état de *gaz*, il a été employé dans l'amaurose imparfaite, sous forme de fumigations ; on le fait respirer dans la syncope, l'asphyxie, pour prévenir les attaques d'épilepsie, etc. En général, dans la plupart des cas, il suffit d'approcher du nez un flacon contenant de l'ammoniaque liquide, et il faut suspendre l'emploi de ce médicament aussitôt que le malade revient à lui-même, crainte d'enflammer, par l'action trop prolongée du caustique, la membrane muqueuse pulmonaire.

Composition. Lorsqu'on décompose 100 parties en volume de gaz ammoniac par l'étincelle électrique, on obtient 150 parties de gaz hydrogène et 50 de gaz azote en volume : le gaz ammoniac est donc formé d'un volume et demi d'hydrogène et d'un demi-volume d'azote, condensés de manière à ne former qu'un volume. En déterminant le poids de ces volumes d'après le poids spécifique des deux gaz, on trouve le gaz ammoniac formé de 100 parties d'azote et de 21,4 d'hydrogène en poids. Si on calcule sa composition en admettant qu'il est composé de trois équivalents d'hydrogène, qui pèsent 37,50, et d'un équivalent d'azote, dont le poids est 175, on le trouvera composé de 100 d'azote et de 21,54 d'hydrogène en poids. L'*équivalent* d'ammoniaque pèsera donc 212,50.

Ammonium. Si l'on considère attentivement les propriétés de l'ammoniaque, on est porté à l'assimiler aux oxydes métalliques, puisque, comme plusieurs d'entre eux, elle bleuit le tournesol rougi, qu'elle a la propriété de s'unir aux acides pour former des sels ; il était donc naturel de supposer, comme le fit Berzelius, que l'ammoniaque n'était que l'oxyde gazeux d'un métal tout particulier : de là l'idée de soumettre l'ammoniaque à l'influence de la pile, comme Davy venait de le faire

avec tant de succès pour les oxydes de potassium, de calcium, etc., qui jusqu'alors avaient été regardés comme indécomposables. Ce fut cependant en vain que l'on mit de l'ammoniaque seule en communication avec les deux pôles d'une pile : ses éléments furent seulement dissociés, et l'on obtint de l'hydrogène et de l'azote. Mais si, au lieu de la soumettre uniquement à cette influence, on y joint celle du mercure, les phénomènes changent aussitôt : ainsi, que l'on place un peu de mercure dans de l'ammoniaque liquide ou dans une petite capsule faite avec du sel ammoniac ; si dans cette capsule, *préalablement humectée* (1), on met le pôle négatif de la pile en contact avec le mercure, et le pôle positif avec l'extérieur de la capsule, c'est-à-dire avec le sel ammoniacal lui-même, on ne tarde pas à voir le mercure augmenter considérablement de volume, prendre une consistance de beurre, tout en conservant un éclat métallique fort brillant, et offrir tous les caractères d'un véritable alliage.

On peut répéter cette expérience d'une manière plus simple sans avoir recours à la pile. Il suffit de mettre un alliage de potassium et de mercure en contact avec un sel ammoniacal *dissous :* aussitôt l'alliage prend un éclat plus vif, augmente considérablement de volume, et acquiert la même consistance butyreuse que dans l'expérience précédente ; il s'est donc encore produit ici un alliage entre le mercure et un métal inconnu. L'analyse de ce composé peut seule rendre un compte exact de cette réaction curieuse ; toujours est-il que la proportion de matière combinée au mercure est très-petite, puisqu'elle forme à peine $1/_{2000}$ de la masse totale.

On sait que l'ammoniaque est un composé d'un équivalent d'azote et de trois équivalents d'hydrogène, que dans cet état elle s'unit aux acides pour former des sels ; mais ce qu'il faut surtout considérer, c'est que jamais un sel ammoniacal, composé d'un oxacide et d'ammoniaque, ne peut se former sans l'intervention d'un équivalent d'eau ; le sulfate d'ammoniaque doit donc être représenté par $H^3 Az$ (de l'ammoniaque), plus de l'acide sulfurique hydraté $SO^3 HO$, c'est-à-dire $H^3 Az, SO^3 HO$; dès lors l'ammoniaque rentre dans la loi commune, et l'on explique facilement ses caractères basiques ; en effet, on peut obtenir de cette manière un corps faisant fonction de métal uni à un équivalent d'oxygène. $SO^3 HO, H^3 Az$ ne peut-il pas, par exemple, être représenté par $SO^3, H^4 Az O$, en admettant que l'eau est décomposée, que son hydrogène

(1) Si la capsule n'était pas humectée, le phénomène ne se produirait pas.

s'unit avec H^3 Az pour constituer H^4 Az, c'est-à-dire un métal particulier qui s'empare de l'oxygène pour former un véritable oxyde. Cette manière de voir paraîtra encore plus plausible lorsqu'on saura qu'en chauffant dans une cloche courbe et sur le mercure une petite partie de l'alliage de mercure, de potassium et du métal supposé, on voit aussitôt se dégager un gaz formé de H^3 Az, H, c'est-à-dire H^4 Az, ou le métal dont j'ai parlé tout à l'heure et que l'on a nommé *ammonium.* Il faut donc admettre qu'au moment de la formation de l'alliage de l'*ammonium* et du mercure, l'eau est décomposée soit par la pile, soit par le potassium; dans le premier cas, l'oxygène de l'eau se sera dégagé à l'état de liberté, et dans le second, il aura formé de l'oxyde de potassium, que l'on retrouve effectivement dans la liqueur. L'ammoniaque peut donc, comme on le voit, jouer tantôt le rôle de base et tantôt celui d'un métal.

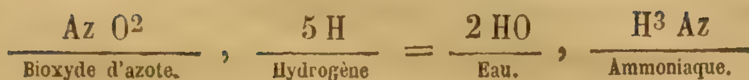
On peut encore obtenir avec l'ammoniaque et le potassium un corps faisant fonction d'un corps simple non métallique, analogue au chlore, au soufre, etc. Pour cela, que l'on introduise un fragment de potassium pur dans une cloche courbe remplie elle-même de gaz ammoniac sec et pur; si l'on chauffe le potassium à l'aide d'une lampe à alcool, on le voit entrer en fusion et répandre une vapeur verte abondante, en même temps que l'ammoniaque disparaît; mais il reste du gaz hydrogène provenant de l'*ammoniaque,* et le potassium se trouve uni avec un corps qui ne contient plus que H^2 Az, et que l'on appelle *amidogène.*

Dès lors la série est bien complète : l'ammoniaque, moins un équivalent d'hydrogène, fait fonction de corps simple; avec un équivalent d'hydrogène, elle joue le rôle d'un métal, et enfin avec un équivalent d'eau, elle constitue un oxyde de ce même métal. Ainsi,

H^2 Az est le radical amidogène.
H^3 Az est l'ammonium.
H^3 Az HO est l'oxyde d'ammonium.
H^4 Az O est l'ammoniaque qui entre dans la composition des sels formés par un oxacide.

Des objections sérieuses ont été faites à la théorie de l'*ammonium,* aussi tous les chimistes ne l'adoptent-ils pas.

Préparation. On peut produire l'ammoniaque de toutes pièces, en faisant réagir deux volumes de gaz bioxyde d'azote et cinq d'hydrogène, sous l'influence soit de l'asbeste trempé dans une dissolution de platine et rouge de feu, soit de l'éponge de platine incandescent (Hare, *Journ. de pharm.,* mars 1838).



$$\frac{Az\,O^2}{\text{Bioxyde d'azote}},\ \frac{5\,H}{\text{Hydrogène}} = \frac{2\,HO}{\text{Eau}},\ \frac{H^3\,Az}{\text{Ammoniaque}}.$$

Pour préparer l'ammoniaque dans les laboratoires, on introduit dans une petite fiole munie d'un tube recourbé parties égales de chaux vive et de chlorhydrate d'ammoniaque, ou mieux encore de sulfate d'ammoniaque torréfié, réduits en poudre séparément et mêlés : le gaz se dégage de suite, et on le recueille sous des cloches remplies de mercure, après avoir laissé passer les premières portions, qui sont mêlées d'air ; on doit, pour hâter le dégagement de l'ammoniaque, élever un peu la température du mélange. Il reste dans la fiole du chlorure de calcium ou du sulfate de chaux ; d'où il suit que la chaux s'empare de l'acide sulfurique du sulfate, ou bien qu'elle décompose l'acide chlorhydrique en se décomposant et en donnant naissance à de l'eau et à du chlorure de calcium. Le gaz ammoniac obtenu n'est pur qu'autant qu'il est entièrement dissous par l'eau. On peut préparer l'ammoniaque *liquide* avec l'appareil décrit à l'article *Chlore* (voy. planche 3, fig. 1re), pourvu que l'on substitue au matras *A* une cornue de grès disposée sur la grille d'un fourneau à réverbère contenant le mélange de parties égales de sel ammoniacal et de chaux, et que de cette cornue parte un tube de sûreté large, qui plonge dans la petite quantité d'eau du flacon *B*. On chauffe graduellement la cornue jusqu'au rouge, le gaz se dégage et se dissout dans l'eau distillée et refroidie des flacons, *D*, *F*, etc. ; ces flacons ne doivent tout au plus être remplis qu'à moitié, parce que l'eau saturée d'ammoniaque a un volume double de celui de l'eau. Il importe aussi que ces flacons soient entourés d'eau très-froide ou de glace, parce qu'il se produit beaucoup de chaleur pendant la dissolution du gaz ; l'ammoniaque obtenue dans le premier flacon *B* est colorée par une matière huileuse qui se trouve dans le sel ammoniac employé, et ne doit pas être mêlée avec celle des autres flacons. La quantité d'eau dans laquelle on reçoit le gaz doit être égale à celle du sel ammoniacal employé.

Dans ces derniers temps, M. Wurtz a découvert une classe de corps qui présentent la plupart des caractères de l'ammoniaque, quoiqu'ils en diffèrent beaucoup par leur composition, et qui constituent de véritables alcalis organiques. Je parlerai dans le tome II de ces importantes recherches.

DES COMPOSÉS D'ARSENIC ET D'HYDROGÈNE.

L'hydrogène peut se combiner directement avec l'arsenic; il suffit pour cela de mettre ce dernier corps en contact avec le gaz qui se produit en décomposant l'eau par la pile électrique; il se forme dans ce cas un *arséniure d'hydrogène solide* (*hydrure d'arsenic*). Il existe encore un produit gazeux formé aussi de ces deux éléments, que l'on ne peut obtenir directement, et dont j'indiquerai bientôt le mode de préparation.

Arséniure d'hydrogène solide (*hydrure d'arsenic*). — Il est inodore, insipide, brun rougeâtre, terne, et indécomposable à une chaleur voisine du rouge-cerise. Chauffé avec le gaz oxygène ou avec l'air, il se décompose et se transforme en eau et en acide arsénieux; dans ce cas, l'absorption de l'oxygène a lieu avec dégagement de calorique et de lumière. On ne peut l'obtenir en proportions définies qu'en faisant agir sur l'eau un alliage de potassium et d'arsenic. Il est sans usages.

Arséniure trihydrique de Berzelius (*hydrogène arsénié*). $H^3 As$. — On ne trouve jamais ce gaz dans la nature. Il est incolore, d'une odeur fétide et nauséabonde; il ne rougit point la teinture de tournesol; sa densité est de 2,695. L'étincelle *électrique* et le *calorique* le décomposent en hydrogène et en arsenic.

Quand on le fait passer à travers un tube de verre contenant une certaine quantité d'amiante, il suffit de chauffer avec une lampe à espri de vin la partie du tube où se trouve ce corps, pour que l'arsenic se condense en un *anneau* métallique à peu de distance de l'amiante. Il peut être liquéfié, suivant Stromeyer, à un froid de —30°. Chauffé avec une *suffisante* quantité de gaz *oxygène*, il se transforme en eau et en acide arsénieux, et il y a dégagement de lumière.

Lorsqu'il est en contact avec l'*air*, il peut être enflammé au moyen d'un corps en ignition, et brûler avec une flamme d'un blanc bleuâtre; à mesure qu'il absorbe l'oxygène, les parois de la cloche qui le renferme se tapissent d'arsenic; évidemment ici la quantité d'oxygène absorbée pendant le temps qu'a duré l'expérience n'a pas été suffisante pour brûler tout l'arsenic; l'oxygène s'est combiné de préférence avec l'hydrogène pour former de l'eau, et il ne s'est produit qu'une petite quantité d'acide arsénieux.

C'est sur cette propriété de l'air qu'est fondée l'expérience que l'on fait avec l'appareil *dit* de Marsh (voy. pl. 7, fig. 3); en effet, que l'on dégage dans un flacon *A* de l'arséniure trihydrique (voy. plus bas *Extraction*); que ce gaz passe à travers un tube de verre *B* recourbé, dont la

branche horizontale se termine par une extrémité effilée et ouverte x; que l'on chauffe à l'aide d'une lampe à alcool la partie de ce tube où se trouve l'amiante D; que l'on approche un corps en ignition de l'ouverture par laquelle sort le gaz, et l'on verra bientôt un anneau d'arsenic métallique se former vers la partie O, alors que déjà, depuis quelque temps, il se condensait des *taches arsenicales* sur une assiette de porcelaine froide tenue près de l'ouverture x. Pour s'assurer que l'anneau et les taches ne sont que de l'arsenic, on constate d'abord que l'anneau est brillant et de couleur d'acier, et que les taches sont brunes ou d'un brun fauve et brillantes. Tous deux sont volatils; l'acide azotique les dissout, et si l'on chauffe le *solutum*, on obtient un résidu blanc ou d'un blanc jaunâtre, que l'on partage en deux parties; l'une d'elles, après qu'elle a été refroidie, donne une belle coloration rouge-brique par l'azotate d'argent en dissolution concentrée; l'autre, si elle est dissoute dans l'eau et traversée par un courant de gaz acide sulfhydrique, fournit un précipité jaune de sulfure d'arsenic, surtout si l'on ajoute une goutte d'acide sulfureux, qui ramène à l'état d'acide arsénieux l'acide arsénique qui s'était formé par l'action de l'acide azotique sur l'arsenic.

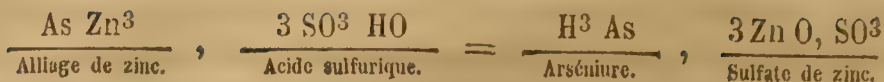
Le *soufre* décompose à chaud le gaz arséniure trihydrique, et l'on obtient de l'acide sulfhydrique et du sulfure d'arsenic. Le *chlore*, le *brome* et l'*iode*, s'emparent de son hydrogène et mettent à nu l'arsenic. Plusieurs *métaux* le décomposent aussi à une température plus ou moins élevée, et en séparent l'hydrogène.

L'*eau* en dissout à peu près le cinquième de son volume; l'eau aérée le décompose; l'oxygène de l'air contenu dans ce liquide transforme l'hydrogène en eau, et l'arsenic se précipite.

Caractères distinctifs. 1° Gaz incolore, d'une odeur alliacée; 2° action sur l'air, à l'aide d'un corps en ignition.

Ce gaz est excessivement vénéneux.

Préparation. Il se produit toutes les fois qu'un composé arsenical oxygéné (acides arsénieux et arsénique, arsénites, arséniates, etc.) se trouve dans un flacon où il se dégage du gaz hydrogène; en effet, ce gaz décompose le composé arsenical, s'empare de son oxygène, tandis qu'une autre partie d'hydrogène se combine avec l'arsenic à l'état naissant. Dans les laboratoires, on le prépare en chauffant doucement, dans une fiole munie d'un tube recourbé, 1 partie d'alliage de zinc et d'arsenic réduit en poudre, et 4 ou 5 parties d'acide sulfurique faible. Le gaz se dégage, et il reste dans la fiole du sulfate de zinc. — *Théorie.* L'eau est décomposée; son oxygène oxyde le zinc, tandis que l'hydrogène s'unit à l'arsenic pour former l'arséniure trihydrique.



ARTICLE II.

DES SUBSTANCES SIMPLES MÉTALLIQUES, OU DES MÉTAUX.

On donne le nom de *métal* à toute substance simple, solide ou liquide, presque complétement opaque, en général beaucoup plus pesante que l'eau (1), susceptible de recevoir un poli qui lui donne un brillant plus ou moins considérable, conductrice de la chaleur et du fluide électrique, pouvant se combiner, en une ou plusieurs proportions, avec l'oxygène, et donner naissance tantôt à des produits acides qui *rougissent l'infusum* de tournesol, mais le plus souvent à des oxydes susceptibles de former, à quelques exceptions près, des sels avec les acides.

Les métaux se trouvent dans la nature : 1° à l'état natif; 2° combinés avec l'oxygène ou à l'état d'oxyde; 3° unis au soufre, au chlore, à l'iode ou à d'autres métaux; 4° à l'état de sel, produits qui sont presque toujours formés d'un acide et d'un oxyde métallique.

Les métaux connus aujourd'hui sont au nombre de quarante-sept. Plusieurs classifications ont été proposées pour faciliter leur étude; aucune, à mon avis, n'a rempli ce but d'une manière aussi satisfaisante que celle de M. Thénard, qui les divise en six classes fondées sur le degré d'affinité des métaux pour l'oxygène. Les caractères de plusieurs de ces classes ont le grand avantage d'appartenir à tous les métaux qui les composent, et d'être choisis parmi ceux qu'il importe le plus de retenir; en sorte qu'en se les rappelant, les histoires particulières des substances métalliques sont beaucoup plus courtes et moins fastidieuses; c'est ce qui m'engage à adopter cette classification, en lui faisant subir toutefois les modifications qui sont le résultat du progrès de la science.

La 1re *classe* renferme les métaux qui absorbent l'oxygène directement et à la température *la plus élevée*, en produisant des oxydes *irréductibles* par la chaleur. Ces métaux décomposent l'eau à la *température ordi-*

---

(1) Je dis en général, car on n'en connaît que deux qui soient plus légères que ce liquide.

naire en se combinant avec l'oxygène, et dégagent l'hydrogène à l'état gazeux : ce sont le potassium, le sodium, le calcium, le baryum, le strontium et le lithium.

La 2e *classe* contient les métaux qui se comportent avec l'*oxygène* comme les précédents et qui donnent des oxydes *irréductibles* par la chaleur de nos fourneaux. Ils ne décomposent *plus l'eau* qu'entre 100 et 200° : ce sont le magnésium, l'aluminium, l'yttrium, le glucinium, le thorinium, le zirconium, le cérium, le lanthane, le didyme, le manganèse, le zinc, le titane, l'uranium, l'erbium et le terbium.

La 3e *classe* est formée des métaux qui agissent sur l'*oxygène* comme ceux des deux premières classes, qui donnent des oxydes *irréductibles* par la chaleur de nos fourneaux ; cependant les peroxydes de plusieurs d'entre eux, tout en étant irréductibles par le feu, peuvent perdre une portion de leur oxygène à une température très-élevée. Ils ne décomposent plus l'eau qu'*à la température rouge*, à moins que l'eau ne soit en présence d'un acide un peu énergique, car dans ce cas ils la *décomposent à froid*, en dégageant de l'hydrogène. Ces métaux sont le fer, le cadmium, le cobalt, le nickel, le chrome et le vanadium.

La 4e *classe* renferme les métaux qui absorbent de l'oxygène à la température la plus élevée, qui donnent des oxydes se comportant au feu comme ceux de la classe précédente, qui ne décomposent pas l'eau à froid ni en présence des acides énergiques, mais qui la décomposent à la chaleur rouge ; toutefois cette décomposition ne s'opère que lentement et difficilement par le bismuth, le plomb et le cuivre, alors même qu'ils ont été fortement chauffés. Ils ont une grande tendance à former avec l'oxygène des oxydes qui jouent le rôle d'acides. Les métaux de cette classe sont l'étain, le molybdène, le tungstène, l'antimoine, le tantale, le pélopium, le niobium, l'ilménium, le bismuth, le plomb et le cuivre.

La 5e *classe* est formée des métaux qui absorbent l'*oxygène* à une température élevée, et dont les oxydes sont *irréductibles* à la chaleur de nos fourneaux ; ils ne décomposent l'eau ni à chaud ni à froid. Ces métaux sont l'osmium, le rhodium, l'iridium et le ruthénium.

La 6e *classe* est formée par des métaux qui peuvent absorber l'oxygène à une température *déterminée*, et dont les oxydes sont *réductibles* par une chaleur plus élevée ; ils ne décomposent plus l'eau ni à froid ni à chaud : ce sont le mercure et l'argent.

La 7e *classe* contient les métaux *qui ne peuvent plus absorber* l'oxygène directement, ni à froid ni à chaud, dont les oxydes sont facilement

réductibles par le feu, et qui ne décomposent plus l'eau à aucune température: ce sont l'or, le platine et le palladium.

Si, au lieu d'examiner l'action de l'air et de l'eau sur les métaux, on avait mis ces corps en contact avec certains oxacides, on aurait vu que ceux des premières classes décomposent ces acides en leur enlevant de l'oxygène: tels sont le potassium, l'aluminium, le fer; tandis que ceux qui sont placés à la fin de l'échelle n'agissent pas de même: ainsi l'or et le platine ne décomposent pas les acides sulfurique et azotique. On peut encore ajouter, et toujours d'après le même principe, que les métaux des premières classes peuvent décomposer les oxydes des métaux rangés dans les classes inférieures: ainsi le potassium et le sodium, à des températures variables, enlèveront l'oxygène aux oxydes de zinc, de cuivre, etc.

Propriétés physiques des métaux. La *couleur* et l'*éclat* des métaux varient presque dans chacun d'eux. Ils ne sont pas parfaitement *opaques,* d'après les expériences de Newton, puisque la lumière passe à travers une feuille très-mince d'or, qui, après le platine, est le métal le plus pesant; cependant leur opacité est très-grande. Leur *densité* varie depuis 0,86507, la plus faible que l'on connaisse, celle du potassium, jusqu'à 21,53, la plus forte de toutes, celle du platine. Il en est de même de la *ductilité* et de la *malléabilité,* propriétés que certains métaux partagent à un très-haut degré, et dont plusieurs autres ne jouissent pas: on dit qu'ils sont *ductiles,* lorsqu'on peut en faire des fils plus ou moins minces en les passant à la filière; ils sont *malléables,* s'ils se laissent aplatir et donnent des lames par le choc du marteau ou par la pression du laminoir; ces propriétés augmentent si on chauffe les métaux. La *ténacité,* cette faculté qu'ont les fils métalliques de supporter un certain poids sans se rompre, varie aussi dans les différents métaux. Il en est de même de la *dureté.* L'*élasticité* et la *sonorité* des métaux sont en rapport avec leur dureté. Ils ont une *structure* lamelleuse ou granuleuse. Quelques-uns d'entre eux sont *odorants,* principalement lorsqu'on les frotte. Ils sont en général tous bons conducteurs du *calorique,* et susceptibles d'être plus dilatés par cet agent que les autres corps solides; les uns sont facilement fusibles, les autres le sont difficilement; ceux-là seulement cristallisent assez aisément. Il y en a qui sont volatils, d'autres qui sont fixes. On ne connaît point de meilleurs conducteurs du fluide *électrique* que les métaux. Soumis à l'action d'une forte batterie composée de piles ou de bouteilles de Leyde, ils entrent en fusion et brûlent avec plus ou moins de rapidité et d'éclat, s'ils ont le contact de

l'air. On peut consulter à cet égard les expériences curieuses de M. Children (voy. *Ann. de chim.*, t. XCXVI).

Propriétés chimiques. Le gaz *oxygène* peut se combiner directement avec tous les métaux, excepté avec ceux de la septième classe : cette combinaison a lieu tantôt à froid, tantôt à chaud; elle est souvent accompagnée d'un grand dégagement de calorique et de lumière. Lorsqu'elle a lieu à la température ordinaire, elle se fait avec beaucoup plus de facilité si le gaz est humide que s'il est sec. Les métaux peuvent s'unir à l'oxygène en une, en deux, ou en un plus grand nombre de proportions, et donner naissance à un *protoxyde,* à un *sesquioxyde,* à un *bioxyde,* à un *tritoxyde,* ou à un *acide;* il y en a qui ne forment qu'un seul oxyde, d'autres qui en donnent deux, d'autres enfin qui en forment davantage.

L'*hydrogène* et le *bore* ont fort peu d'affinité pour les métaux. Le *carbone* se combine avec presque tous, et constitue des carbures, dont quelques-uns sont employés dans l'industrie, tels que l'acier, la fonte, etc. Le *soufre* et le *phosphore* peuvent s'unir à tous les métaux, tantôt par des moyens directs, tantôt par des moyens indirects. L'*iode* se combine, à l'aide de la chaleur, avec presque tous les métaux, et forme des iodures. L'action du *brome* sur les métaux ressemble beaucoup à celle du chlore; il en résulte des bromures.

Le *chlore* gazeux s'unit presque à tous les métaux, même à la température ordinaire, et donne des chlorures; les phénomènes qui accompagnent la formation de ces composés diffèrent : tantôt elle a lieu avec dégagement de calorique et de lumière, tantôt elle n'est accompagnée d'aucune flamme.

Le gaz *azote* n'exerce aucune action sur les métaux; on peut cependant le combiner par des moyens indirects avec le potassium, le sodium et le cuivre, et peut-être avec l'or, le platine et l'argent.

L'*arsenic* contracte avec les métaux diverses combinaisons, qui sont assez abondantes et assez communes pour que les anciens chimistes aient donné à l'arsenic le nom de minéralisateur.

L'*air atmosphérique* agit sur eux comme le gaz oxygène, mais avec moins d'énergie; en outre, comme l'air contient un peu d'acide carbonique et de l'eau en vapeur, il se passe d'autres phénomènes : l'oxyde métallique formé absorbe l'acide carbonique dans certaines circonstances, et se transforme en carbonate; l'humidité atmosphérique se décompose dans quelques cas; son oxygène oxyde le métal, tandis que son hydrogène s'unit à l'azote de l'air, et produit de l'ammoniaque qui reste dans l'oxyde : ce fait, annoncé d'abord par Austin, a été l'objet des recherches de MM. Chevallier et Collard de Martigny, qui ont retiré de

l'ammoniaque des oxydes de fer et de zinc, obtenus dans les laboratoires en faisant agir l'air humide sur les métaux, et de plusieurs oxydes de fer naturels (*Journ. de chim. méd.*, t. III).

Les métaux sont insolubles dans l'*eau;* plusieurs la décomposent, comme je l'ai dit en exposant les caractères de chacune des sept classes.

Le *bioxyde d'hydrogène* n'agit point ou agit à peine sur le fer, l'étain, l'antimoine et le tellure. L'argent, le platine, l'or, l'osmium, le palladium, le rhodium, l'iridium, le plomb, le bismuth et le mercure, très-divisés, décomposent ce liquide sans éprouver d'altération, à la température ordinaire, et en dégagent tout l'oxygène, en sorte qu'il ne reste que de l'eau. Le cobalt, le nickel, le cadmium et le cuivre, ont une action très-faible. On ignore comment l'urane, le titane, le cérium, le baryum, le strontium, le calcium, le lithium et le magnésium, se comporteraient avec ce bioxyde. Le molybdène, le tungstène, le chrome, très-divisés, le potassium, le sodium et le manganèse, le décomposent, en s'emparant d'une partie ou de la totalité de son oxygène.

Les *acides formés par l'oxygène* et par un autre corps, par exemple les acides borique, carbonique, phosphorique, sulfurique, sulfureux, azotique, etc., ne peuvent se combiner avec les métaux qu'autant que ceux-ci sont oxydés à un degré déterminé. Il est des acides qui peuvent oxyder un certain nombre de métaux à toutes les températures, par exemple l'acide azotique; toutefois, si cet acide était très-concentré, il n'attaquerait pas quelques métaux, tels que l'étain, le fer, le plomb, l'argent, etc. (Braconnot); quelques-uns n'en déterminent l'oxydation qu'à un certain degré de chaleur, enfin il en est qui n'agissent point sur eux. Lorqu'un des acides, *privé d'eau,* cède de l'oxygène à un métal, cet oxygène provient nécessairement d'une portion d'acide qui a été décomposée; tandis que si l'acide contient de l'eau, l'oxygène qui se porte sur le métal peut appartenir à l'acide, à l'eau, ou à tous les deux à la fois. On reconnaît que c'est l'eau qui a été décomposée s'il se dégage du gaz *hydrogène;* si le métal a été oxydé aux dépens de l'acide, il se dégagera du gaz acide *sulfureux,* du gaz *bioxyde d'azote,* ou bien le corps simple qui entre dans la composition sera mis à nu; enfin, si l'acide et l'eau ont été décomposés, ce qui n'a lieu que pour les acides azotique et azoteux, il se produira de l'*azotate d'ammoniaque,* l'hydrogène de l'eau s'étant uni avec une portion d'azote des acides azotique ou azoteux. Pour ce dernier cas, MM. Kuhlmann d'abord, puis MM. Fordos et Gélis, ont reconnu : que tous les métaux qui peuvent décomposer l'eau sous l'influence d'un acide, tel que ceux des trois premières classes,

fournissent de l'ammoniaque; que c'est en opérant dans un mélange réfrigérant et en employant de l'acide *très-étendu,* qu'on obtient le maximum de production (*Annales de chimie*, juillet 1843).

Il est des acides liquides dans la composition desquels entre l'oxygène, par exemple certains acides végétaux qui dissolvent quelques métaux sans leur céder de l'oxygène; mais alors le métal s'oxyde aux dépens de l'air atmosphérique.

L'*oxyde* résultant de ces actions diverses peut être au premier, au second ou au troisième degré d'oxydation, et être susceptible ou non de se combiner avec la portion d'acide non décomposée.

Les *acides gazeux composés d'hydrogène* et d'un corps simple non métallique, par exemple les gaz acides chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, sélenhydrique, sulfhydrique, etc., ne peuvent pas oxyder les métaux, puisqu'ils ne contiennent pas d'oxygène quand ils sont parfaitement secs; cependant ils peuvent être décomposés par certains métaux, l'hydrogène est mis à nu, et le chlore, le brome, l'iode, le sélénium ou le soufre, se combinent avec les métaux pour former des *chlorures,* des *bromures*, des *iodures*, des *séléniures* ou des *sulfures.* Il en est de même quand ces acides sont dissous dans l'eau; cependant on pourrait admettre, dans ce cas, que l'eau est décomposée par quelques métaux qui s'empareraient de son oxygène pour s'unir ensuite à l'acide et former un sel; mais il est plus simple d'adopter, comme je viens de le dire, que le métal s'unit au chlore, au brome, à l'iode, au sélénium et au soufre, et que c'est l'hydrogène de l'acide qui se dégage.

L'action de l'*eau régale* sur les métaux n'est pas toujours la même, d'après Gay-Lussac. L'or, le platine, l'iridium, l'osmium, et en général tous ceux qui ont peu d'affinité pour l'oxygène, ne sont dissous que par le *chlore* libre et non par l'acide chloroazotique (voy. *Eau régale,* p. 228). Si les métaux ont de l'affinité pour l'oxygène, ils se combinent avec le chlore, puis avec celui qui fait partie du gaz chloroazotique, qu'ils décomposent en chlore et en gaz bioxyde d'azote qui se dégage; il se forme donc des chlorures métalliques. On pourrait encore dire que, dans ces cas, trois équivalents d'oxygène de l'acide azotique se combinent avec trois équivalents d'hydrogène de l'acide chlorhydrique, qu'il se dégage du gaz bioxyde d'azote, et qu'il se forme trois équivalents de chlorure métallique.

Plusieurs métaux peuvent se combiner entre eux et former des *alliages.*

Les dissolutions *alcalines faibles* protégent certains métaux contre l'oxydation : ainsi le fer, l'acier, le nickel et l'antimoine, ne s'oxydent pas

quand ils sont recouverts par ces liqueurs; il n'en est pas de même du bismuth, du zinc, du cadmium, du plomb, de l'étain, et surtout du cuivre; ce dernier métal s'oxyde même beaucoup plus promptement dans des liqueurs alcalines privées d'air, que lorsqu'il a simplement le contact de l'atmosphère, ce qu'il faut attribuer, d'après Vogel, à l'influence catalytique (force de contact, voy. p. 9), produite par les dissolutions alcalines (*Journal de pharmacie,* septembre 1838).

DES OXYDES.

Les oxydes, appelés *chaux* par les anciens, sont des composés solides, d'une couleur variable, presque toujours différente de celle du métal qui entre dans leur composition; ils sont, en général, ternes et pulvérulents; cependant plusieurs d'entre eux peuvent être obtenus *cristallisés* soit en les faisant dissoudre dans du peroxyde de potassium chauffé jusqu'au rouge naissant, et en traitant le produit par l'eau, soit à l'aide des méthodes électro-chimiques proposées par M. Becquerel père; ils sont tous électro-positifs à l'égard des acides, qui au contraire deviennent électro-négatifs (voyez *Ann. de chim.*, septembre 1832).

Chauffés dans des vaisseaux fermés, quelques oxydes abandonnent tout leur oxygène; d'autres n'en perdent qu'une portion et passent à un degré d'oxydation inférieur, enfin il en est qui ne s'altèrent pas; ils sont presque tous fixes : la plupart ne fondent qu'à une température très-élevée. La *lumière* n'en décompose qu'un très-petit nombre. Soumis à l'action de la *pile* voltaïque, ils sont presque tous décomposés; l'oxygène se porte au pôle positif, et le métal est attiré par le pôle négatif. Ceux qui sont déjà saturés d'*oxygène* n'éprouvent aucune altération de la part de cet agent ni de celle de l'*air ;* un très-grand nombre de ceux qui sont peu oxydés absorbent l'oxygène à des températures variables.

Le gaz *hydrogène*, le *bore*, le *carbone*, le *chlore*, le *brome* et l'*iode*, peuvent décomposer un grand nombre d'oxydes à une température élevée; les trois premiers s'emparent, en général, de l'oxygène, donnent naissance à de l'eau, à de l'acide borique, à du gaz acide carbonique, ou à du gaz oxyde de carbone, et le métal est mis à nu. Le gaz oxyde de carbone, se trouvant en contact avec l'oxyde métallique, continue à s'emparer de l'oxygène de l'oxyde pour former de l'acide carbonique; mais, à son tour, celui-ci est incessamment ramené à l'état de gaz oxyde de carbone : c'est ce qui permet d'expliquer, d'après M. Leplay, la possibilité d'opérer la réduction des oxydes par le charbon, alors même que l'oxyde et le charbon sont séparés l'un de l'autre, pourvu qu'ils soient

placés dans une enceinte fermée, et qu'il existe dans cette enceinte une seule molécule d'oxygène. Si l'oxyde est facile à réduire, on obtient de l'acide carbonique; si le charbon ne peut enlever l'oxygène à l'oxyde qu'à une température très-élevée, et s'il est en excès, il se produit du gaz oxyde de carbone.

Le *chlore*, le *brome* et l'*iode*, décomposent la plupart des oxydes à des températures variables, en dégagent l'oxygène, et s'unissent au métal, qu'ils transforment en *chlorure*, en *bromure* ou en *iodure*. La potasse et la soude sont décomposées par le chlore à 100°, et transformées en chlorures de potassium et de sodium; il se dégage de l'oxygène et de l'eau. Le *chlore* et le *brome* dissous dans l'eau peuvent se combiner avec les oxydes de la plupart des métaux qui ne sont pas réductibles par la chaleur; il en est d'autres sur lesquels ils n'exercent aucune action; enfin le chlore, dans une dissolution concentrée d'oxydes solubles, peut séparer l'oxygène d'une portion de ces oxydes, l'absorber et passer à l'état d'acide plus ou moins énergique, selon la concentration de la dissolution; cet acide se combine ensuite avec la partie de l'oxyde non décomposée et constitue un chlorate ou un hypochlorite mêlé d'un chlorure. Quelques oxydes sont suroxydés par le chlore et le brome, et perdent par là leur tendance à se combiner avec les acides (voy. les oxydes en particulier).

Le *soufre*, à une température rouge, s'unit tantôt au métal pour former un sulfure, et à l'oxygène, avec lequel il produit du gaz acide sulfureux qui se dégage; tantôt il donne de l'acide sulfurique, qui forme alors un *sulfate* : c'est ce qui a lieu avec les oxydes de la première classe.

Il existe un certain nombre d'oxydes qui cèdent leur oxygène au *phosphore*, et il se forme des *phosphures métalliques* et des *phosphates d'oxyde*.

L'*eau* dissout les six oxydes alcalins de la première classe; le bioxyde de mercure et le protoxyde de plomb sont aussi très-légèrement solubles. Quelques protoxydes s'emparent de l'oxygène de l'eau; certains peroxydes abandonnent de l'oxygène, lorsqu'ils sont mis dans ce liquide, et passent à l'état de protoxyde. On désigne sous le nom d'*hydrate* tout composé d'un oxyde et d'eau; en effet, plusieurs oxydes peuvent absorber ce liquide, se combiner avec lui, et donner des composés secs et pulvérulents, dont la couleur diffère presque toujours de celle des oxydes : ainsi l'hydrate de protoxyde de cobalt est rose, et l'oxyde anhydre est bleu; celui de bioxyde de cuivre est bleu, tandis que le bioxyde sec est brun-noirâtre. La composition de certains de ces hydrates est telle, que la quantité d'oxygène de l'eau est égale à la quantité d'oxygène de l'oxyde avec lequel ce liquide est combiné: ainsi un protoxyde formé

d'un équivalent d'oxygène et de métal donnera un hydrate composé d'un équivalent de protoxyde et d'un équivalent d'eau; un hydrate de bioxyde contiendra deux équivalents d'eau, puisque le bioxyde renferme deux équivalents d'oxygène.

Les oxydes métalliques donnent avec le *cyanogène* divers produits, selon la classe à laquelle ils appartiennent et selon la température : ainsi, avec une dissolution concentrée de protoxyde de potassium ou de sodium, le cyanogène se transforme en ammoniaque et en acide carbonique par l'ébullition, tandis qu'il forme des cyanures avec la plupart des métaux des autres oxydes en déplaçant l'oxygène comme le fait le chlore.

Le bioxyde d'hydrogène n'agit pas sensiblement sur les oxydes d'aluminium, de chrome, sur le bioxyde d'étain, sur le protoxyde et le bioxyde d'antimoine. Le bioxyde de manganèse, le peroxyde de cobalt, le protoxyde de plomb, le sesquioxyde de fer hydraté, l'oxyde de nickel noir, le bioxyde de cuivre bleu, l'oxyde de bismuth jaune, et les protoxydes de potassium et de sodium, dégagent plus ou moins rapidement tout l'oxygène de ce bioxyde, sans éprouver d'altération, à la température ordinaire. Les peroxydes de strontium, de calcium et de baryum, les oxydes d'urane, de titane, de zinc, l'oxyde de cérium en poudre, désoxydent à peine ce corps. Les protoxydes de baryum, de strontium et de calcium, dissous dans l'eau, l'hydrate de bioxyde de cuivre gélatineux, les hydrates de zinc et de nickel, et les hydrates de protoxydes de manganèse, de cobalt, de fer et d'étain, lui enlèvent de l'oxygène et se suroxydent. L'oxyde d'argent, le bioxyde de plomb, l'hydrate de bioxyde de mercure, l'oxyde d'or en poudre brune, et l'oxyde de platine, en dégagent de l'oxygène en même temps qu'ils se désoxydent.

Il existe un très-grand nombre d'oxydes qui se combinent avec les *acides* sans éprouver ni leur faire éprouver la moindre décomposition; d'autres, trop oxydés, ne peuvent se combiner avec cette classe de corps sans perdre de l'oxygène; enfin il en est qui, étant peu oxydés, absorbent de l'oxygène à l'acide ou à l'eau qu'il renferme, et passent à l'état d'oxydation convenable pour entrer en combinaison. En général, la tendance des oxydes pour s'unir avec les acides est d'autant plus grande qu'ils sont moins oxydés; dans tous les cas, ces combinaisons portent, comme je l'ai déjà dit, le nom de *sels*.

Il existe un grand nombre d'acides qui peuvent être amenés à l'état *anhydre*, sans perdre leur propriété de se combiner aux bases (Frémy).

Parmi les acides précédemment étudiés, il en est quelques-uns dont l'action sur les oxydes est assez remarquable pour devoir être examinée

en particulier : tels sont les acides hypoazotique, hyposulfurique, hypophosphorique, etc. Ces acides, en se combinant avec les oxydes, sont décomposés et transformés en deux acides, de sorte que l'on obtient des mélanges d'azotate et d'azotite, de sulfate et de sulfite, de phosphate et de phosphite, etc.

Il est des *métaux* doués de la faculté de décomposer certains oxydes en s'emparant de leur oxygène (voy. *Alcalis*, pour l'action de certains métaux sur ces corps).

L'*ammoniaque* a la propriété de dissoudre quelques-uns des oxydes métalliques des six dernières classes. Le produit appelé *ammoniure* jouit quelquefois de la propriété de cristalliser.

Plusieurs *oxydes* se combinent entre eux, quelques-uns peuvent même être dissous par d'autres ; c'est ainsi que les protoxydes de potassium ou de sodium dissolvent à merveille les oxydes de plomb, de zinc, de titane, etc. C'est même en se fondant sur cette propriété, et sur l'ensemble de celles que j'ai décrites, que l'on a pu classer les oxydes en un certain nombre de catégories formées :

1° D'*oxydes basiques*, c'est-à-dire qui s'unissent bien avec les acides et constituent des sels ; tels sont par exemple ceux de la première classe.

2° D'*oxydes acides*, qui ne se combinent pas avec les acides, ou qui n'en altèrent pas les propriétés, et qui au contraire se combinent avec les bases ; ces oxydes portent aussi le nom d'*acides métalliques*.

3° D'*oxydes indifférents*, c'est-à-dire tous ceux qui ne se combinent ni avec les acides ni avec les bases ; tels sont les bioxydes de *baryum*, de *calcium*, de *strontium*, de *manganèse*, etc.

4° Enfin d'*oxydes salins*, qui comprennent tous ceux qui sont formés de deux oxydes d'un même métal, dont l'un fait fonction de base, et l'autre d'acide : ainsi le *minium* est un oxyde salin composé de bioxyde et de protoxyde de plomb $= PbO^2$, PbO ou bien Pb^2O^3.

M. Fremy a démontré en 1847 que « plusieurs *hydrates d'oxydes* métalliques, qui doivent être considérés comme des acides faibles, ne doivent leur acidité qu'à l'*eau* qu'ils contiennent, et deviennent *insolubles* dans les alcalis en perdant leur eau de combinaison » (*Journ. de pharm.*, mars 1847).

Application électro-chimique des oxydes sur les métaux. On savait qu'en appliquant des métaux précieux, par voie électro-chimique, sur les métaux oxydables, on préservait ceux-ci de l'oxydation, ce qui constitue aujourd'hui un art nouveau, qui a rendu déjà d'éminents services à l'industrie. M. Becquerel père a imaginé d'appliquer sur les métaux altérables, non plus un métal précieux, mais bien une autre couche

d'*oxyde métallique* inaltérable, qui les préserve à la manière d'un vernis que les influences atmosphériques sont incapables de détruire. Le procédé général consiste à dissoudre l'oxyde dans un alcali, de manière qu'il remplisse dans la combinaison les fonctions électro-négatives, puis à détruire cette combinaison par un courant électrique faible, de telle sorte que l'oxyde conservateur soit porté au pôle positif et déposé sur la pièce de métal, qui y joue le rôle d'électrode. Les oxydes solubles dans la potasse, comme ceux de plomb, de zinc, d'étain, sont dissous dans cet alcali; on n'emploie l'ammoniaque que pour les oxydes de fer, de zinc, de cadmium et de nickel. Le travail de M. Becquerel n'a porté encore que sur le dépôt d'oxyde de fer et d'oxyde de plomb. Supposons, pour mieux faire comprendre ce qui vient d'être dit, qu'il s'agisse de recouvrir le fer d'une couche d'oxyde de plomb : après avoir dissous de la litharge (protoxyde de plomb) dans la potasse, on soumet cette dissolution, étendue d'eau, à l'action d'un couple voltaïque ordinaire à courant constant; l'eau s'y décompose, et tandis que son hydrogène se dégage au pôle négatif, son oxygène se porte sur le protoxyde de plomb, qu'il transforme en bioxyde *inaltérable* qui se dépose à la surface du fer et y adhère fortement. On obtient par ce moyen des *colorations irisées de nuances magnifiques, aussi éclatantes que celles que nous présentent les ailes des coléoptères des régions tropicales,* et que l'on a désignées sous les noms d'*anneaux colorés.* Ces colorations varient beaucoup suivant que le métal employé offre telle ou telle autre couleur, suivant l'épaisseur des lames d'oxyde appliqué, etc.; elles sont dues au phénomène des lames minces d'oxyde, qui laissent voir par transparence, quand il n'y a pas oxydation, la surface métallique sur laquelle elles sont déposées. (*Journ. de pharm.,* mai 1844.)

Composition des oxydes. Elle est très-variable; cependant les divers oxydes d'un métal sont composés de telle manière que les quantités d'oxygène et de métal sont, en général, dans un rapport fort simple : le protoxyde renferme le plus souvent un équivalent de métal et un d'oxygène, c'est-à-dire 100 parties de ce dernier; le sesquioxyde contient une fois et demie, et le bioxyde deux fois autant d'oxygène que le protoxyde.

Préparation des oxydes. 1° Quelquefois on calcine le métal avec l'air ou avec l'oxygène; 2° dans beaucoup de cas, on précipite l'oxyde d'un sel soluble par un alcali; 3° on peut obtenir des oxydes en calcinant certains carbonates ou certains azotates; 4° on en prépare quelques-uns avec le métal et l'acide azotique; 5° enfin le bioxyde d'hydrogène sert à en former d'autres.

DES ACIDES.

Il existe deux sortes d'acides métalliques: ceux qui résultent de la combinaison immédiate des métaux avec l'oxygène, et qui se dissolvent à froid dans les alcalis, et ceux qui se forment lorsqu'un oxyde métallique est traité par le nitre ou par la potasse chlorée, et qu'il est ainsi soumis à l'influence simultanée d'un alcali et d'un corps oxygénant. Les premiers sont plus stables que les autres, et peuvent former, avec les bases, des sels bien définis et cristallisables; les seconds sont faciles à décomposer, et perdent une partie de leur oxygène sous de faibles influences. Je citerai parmi les acides de la première série les acides stannique, chromique, molybdique, vanadique, tungstique, columbique, titanique, antimonieux et antimonique. On compte parmi ceux de la seconde série les acides manganique, hypermanganique, ferrique, cuprique, etc. L'histoire générale de ces divers acides a le plus grand rapport avec celle des oxydes; aussi me dispenserai-je de la faire ici (voy., pour les détails, chaque métal en particulier).

DES PHOSPHURES.

Tous les phosphures sont solides, inodores, cassants, et plus ou moins fusibles; aucun ne se trouve dans la nature.

Ceux qui sont solubles décomposent l'eau, et dégagent du gaz hydrogène phosphoré, d'une odeur alliacée et spontanément inflammable s'il est assez abondant.

Ceux qui sont insolubles, chauffés avec du potassium, donnent du phosphure de potassium soluble, qui se comporte avec l'eau comme je viens de le dire.

Composition. Ils sont soumis, comme les autres corps, aux lois des proportions multiples; ainsi, le protophosphure contenant un équivalent de phosphore et un de métal, le sesqui et le biphosphure devront renfermer une fois et demie ou deux fois autant de phosphore; et comme l'équivalent de phosphore pèse 400, et que celui d'oxygène ne pèse que 100, il est évident que dans un protophosphure il y a quatre fois autant de phosphore qu'il y a d'oxygène dans le protoxyde du même métal.

Préparation. On ne peut pas employer le même procédé pour combiner le phosphore avec tous les métaux susceptibles de former des phosphures; il est cependant permis d'établir que presque tous les phos-

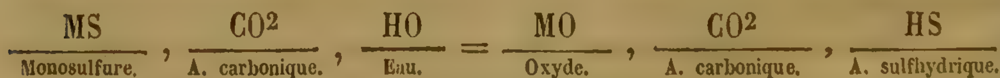
phures peuvent être obtenus en faisant fondre le métal s'il est facilement fusible, ou en le faisant rougir s'il fond difficilement, et en le mettant en contact avec de petits fragments de phosphore. En parlant de l'action de ce corps sur chaque métal en particulier, j'aurai soin d'indiquer les précautions qu'il faut prendre pour parvenir à le combiner avec quelques-uns d'entre eux, tels que le zinc, le potassium, le sodium, le mercure et l'arsenic (voy. *Action du phosphore* sur ces métaux).

Les métaux très-oxydables qui peuvent décomposer l'acide phosphorique vitreux, comme le fer, l'étain, le manganèse, etc., se transforment en phosphures et en phosphates lorsqu'on les fait rougir avec cet acide dans un creuset de Hesse; le phosphure fond et forme un culot métallique, tandis que le phosphate reste à la surface.

Presque tous les métaux peuvent passer à l'état de phosphure lorsqu'on les chauffe fortement avec de l'acide phosphorique vitrifié et du charbon, car celui-ci s'empare de l'oxygène de l'acide et met le phosphore à nu.

DES SULFURES. — DES MONOSULFURES.

Tous les monosulfures sont solides, cassants, inodores, et plus ou moins fusibles. 1° Chauffés avec le contact de l'*air* ou du gaz *oxygène*, lorsqu'ils sont secs, ils s'oxydent et donnent des produits qui diffèrent suivant la nature des sulfures: ainsi les uns se changent en sulfates, d'autres en oxysulfures, d'autres en oxydes, d'autres enfin en acide sulfureux et en métal. Les monosulfures *alcalins*, dissous dans l'eau, mis en contact avec le gaz *oxygène* à froid, absorbent celui-ci, se transforment en hyposulfites et en alcali, *sans se colorer* et sans passer à l'état de sulfite ni de sulfate. Exposés à l'*air*, lorsqu'ils ont été dissous, ils en absorbent l'acide carbonique, passent à l'état de *carbonate* alcalin, et laissent dégager du gaz acide sulfhydrique; évidemment l'eau a été décomposée, son oxygène s'est porté sur le métal, et son hydrogène sur le soufre:



$$\underbrace{MS}_{\text{Monosulfure.}},\ \underbrace{CO^2}_{\text{A. carbonique.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{MO}_{\text{Oxyde.}},\ \underbrace{CO^2}_{\text{A. carbonique.}},\ \underbrace{HS}_{\text{A. sulfhydrique.}}$$

En même temps, une portion d'oxygène de l'air a transformé une partie du monosulfure en hyposulfite alcalin soluble. Jusqu'alors *la liqueur est restée incolore;* plus tard elle *se colore en jaune,* parce qu'une partie de l'acide sulfhydrique qui s'est produit absorbe l'oxygène de l'air en donnant naissance à de l'eau et à du soufre: celui-ci, en se dissolvant dans

le monosulfure non encore attaqué, le fait passer à l'état de *polysulfure jaune ;* mais, à son tour, ce *polysulfure* absorbe l'oxygène de l'air, en sorte qu'en définitive, les monosulfures finissent par être changés en *carbonates* et en *hyposulfites incolores.* 2° La plupart des monosulfures sont insolubles dans l'eau et insipides : ceux de potassium, de sodium, de lithium, de baryum, de strontium, de calcium, de magnésium, de glucynium et d'yttrium, sont solubles ; parmi ceux qui sont insolubles, il en est trois, ceux de zinc, de fer et de manganèse, qui sont hydratés. D'après Rose, les monosulfures alcalins préparés, en décomposant les sulfates correspondants par le charbon à une chaleur blanche, lorsqu'ils se dissolvent, décomposent l'eau et donnent naissance, savoir : le sulfure de baryum, à du sulfhydrate de sulfure de baryum, à du sulfure de baryum uni avec de la baryte, et à de l'hydrate de baryte ; les sulfures de strontium et de calcium, et probablement ceux de potassium et de sodium, à des sulfhydrates de sulfures et à des hydrates de strontiane et de chaux (*Journ. de pharm.,* année 1842). 3° Les monosulfures alcalins sont *incolores.* 4° Le *chlore transforme tous les sulfures solubles* en chlorures, et il se *précipite du soufre.* Quant aux sulfures *insolubles,* il en est, comme ceux de titane, d'étain et d'antimoine, qui sont décomposés à froid, ou à une chaleur très-faible, par le chlore, et il se produit un chlorure métallique et de l'acide sulfochlorique qui se combine avec chacun de ces chlorures. D'autres sulfures *insolubles,* tels que ceux de plomb, de cuivre, etc., ne sont pas altérés par cet agent à la température ordinaire, et ne le sont, par une chaleur soutenue, qu'avec une extrême lenteur et d'une manière incomplète ; alors il y a production de chlorures de plomb et de cuivre, et d'acide sulfochlorique qui ne se combine pas avec ces chlorures (Rose, *Journ. de pharm.,* juillet 1838). 5° Tous les *monosulfures* solubles sont décomposés par les *acides,* sans en excepter l'acide carbonique, s'il est employé en assez grande quantité ; l'eau de ces acides se décompose, son oxygène oxyde le métal, son hydrogène s'unit au soufre et forme de l'acide sulfhydrique qui se dégage ; *il ne se précipite point de soufre si l'acide est très-affaibli :* on conçoit que le monosulfure ne renfermant qu'un équivalent de soufre, et l'acide sulfhydrique qui se dégage exigeant, pour être formé, un équivalent de ce corps, il ne puisse pas se précipiter du soufre ; cependant les acides azotique et azoteux cèdent presque toujours une portion de leur oxygène à l'hydrogène de l'acide sulfhydrique, et il se dépose du soufre. 6° Les *sels* de la première classe n'exercent aucune action sur les sulfures, la plupart des autres les dé-

composent en donnant des produits divers; mais il se forme constamment un précipité blanc ou coloré, qui est un *monosulfure.*

Théorie. On peut représenter les deux sels par

Soufre +	Potassium.
Zinc +	Oxygène + Acide sulfurique,
Monosulfure de zinc.	Oxyde de potassium combiné à l'acide sulfurique.

Il est évident que l'oxyde de zinc du sulfate est décomposé, que son oxygène se porte sur le potassium du sulfure, et que le soufre de celui-ci s'unit au zinc.

Pour reconnaître un monosulfure *insoluble* des cinq dernières classes, et ceux de zinc, de manganèse, de titane et d'urane, on chauffera ces sulfures au rouge dans un creuset avec de la potasse caustique et du charbon, et l'on obtiendra du sulfure de potassium qui partagera les caractères des *sulfures solubles ;* le *métal* du sulfure sera mis à nu, mêlé quelquefois d'un peu d'oxyde.

Composition. L'expérience prouve que presque tous les protoxydes métalliques donnent, lorsqu'on les traite par l'acide sulfhydrique, un monosulfure et de l'eau, c'est-à dire qu'un équivalent d'oxygène se combine avec un équivalent d'hydrogène de l'acide pour former de l'eau; il résulte de ce fait que la quantité de soufre des sulfures métalliques dont je parle est proportionnelle à la quantité d'oxygène que contiennent les oxydes, puisque l'acide sulfhydrique contient un équivalent de soufre, comme l'eau renferme un équivalent d'oxygène. Suivant Berzelius, on ne peut former avec les métaux tout au plus qu'autant de sulfures qu'ils peuvent donner d'oxydes; en outre, le monosulfure d'un métal quelconque renferme deux fois autant de soufre en poids qu'il y a d'oxygène dans le protoxyde du même métal; le bisulfure en contient deux fois autant qu'il y a d'oxygène dans le bioxyde. On sait que, le poids de l'équivalent d'oxygène étant 100, celui du soufre est de 200 : or j'ai dit, en parlant de la composition des oxydes d'un même métal, que la quantité d'oxygène contenue dans ceux qui sont très-oxydés était 1, 1 $1/_2$, 2, 3 ou 4 fois aussi considérable que celle du protoxyde ; donc on doit admettre la même loi de composition pour les sulfures. Éclaircissons ces données par un exemple : supposons que, des trois oxydes d'un métal, le protoxyde contienne, sur 100 parties de métal, 6 d'oxygène, le bioxyde 12, et le tritoxyde 18; supposons de plus que l'on puisse former trois sulfures avec le même métal, le protosulfure sera composé de 100 de métal et de 12 de soufre; le bisulfure contiendra 24 de soufre,

et le trisulfure 36. Quelques métaux semblent, au premier abord, pouvoir fournir un plus grand nombre de sulfures que d'oxydes; mais ces diverses combinaisons doivent être considérées, d'après Berzelius, comme de véritables sulfures avec un excès de soufre ou de métal, ou comme des mélanges de divers sulfures du même métal.

Il suit de là qu'un monosulfure étant formé d'un équivalent de métal et d'un équivalent de soufre, si l'on donne au soufre la quantité d'oxygène nécessaire pour passer à l'état d'acide sulfurique, et au métal celle qui lui est nécessaire pour passer à l'état de protoxyde, on constituera ainsi un sulfate neutre. Il en serait de même pour un bisulfure, et *vice versa :* en enlevant à un sulfate neutre l'oxygène de l'acide et celui du métal, on formera un monosulfure (1).

Préparation. 1° On prépare un assez grand nombre de sulfures métalliques, en décomposant leurs dissolutions par les sulfures solubles de potassium et de sodium, et quelquefois même par l'acide sulfhydrique. M. Becquerel père a obtenu cristallisés plusieurs sulfures métalliques en faisant usage d'un appareil électro-chimique (voy. *Ann. de chim.,* novembre 1829). 2° Quelques autres sulfures peuvent être obtenus en traitant à une température élevée les sulfates de protoxyde par le charbon. On connaît encore d'autres procédés (voy. les *métaux* en particulier).

DES POLYSULFURES.

Les polysulfures auxquels le soufre et les métaux donnent naissance sont en général solides, d'une couleur jaune, rouge, etc.; les polysulfures alcalins sont jaunes. Les polysulfures sont solubles ou insolubles dans l'eau, sapides quand ils peuvent être dissous, décomposables par les acides avec effervescence, avec dégagement de gaz acide *sulfhydrique* et *précipitation* du *soufre,* ce qui les distingue des monosulfures; ils laissent précipiter autant d'équivalents de soufre qu'ils en contenaient, *moins un* qui a servi à former l'acide sulfhydrique. Les polysulfures versés dans un acide donnent du polysulfure d'hydrogène (voy. p. 215). Ils sont décomposables par l'acide *sulfhydrique,* qui en précipite l'excès

(1) D'après M. Rousseau, il suffit de faire passer sur les sulfures de fer, de plomb, de cuivre et d'antimoine, un double courant d'air et de vapeur d'eau, pour que les sulfures soient fouillés moléculairement dans toute leur profondeur, et se réduisent entièrement en acide sulfureux et en oxyde métallique, sous forme d'une poussière impalpable.

de soufre, et il reste dans la liqueur un sulfhydrate de sulfure. Le chlore agit sur les polysulfures, comme sur les monosulfures. Comme les monosulfures, ils précipitent la plupart des dissolutions métalliques (voy. p. 284). A l'air, ils se décolorent peu à peu et se changent en hyposulfites. Si le polysulfure contient plus de deux équivalents de soufre pour un de métal, il se précipite du soufre.

On reconnaîtra les polysulfures *insolubles* à l'aide de la potasse et du charbon (voy. p. 284).

Préparation. On obtient les polysulfures insolubles en versant un polysulfure soluble dans une dissolution d'un sel métallique. On peut préparer un assez grand nombre de polysulfures en fondant un excès de soufre avec un oxyde ou un carbonate métallique; l'oxygène de l'oxyde se porte sur une partie du soufre, pour former de l'acide sulfureux qui se dégage, et le métal se combine avec l'autre portion de soufre.

DES SULFHYDRATES DE MONOSULFURES, OU DES BISULFHYDRATES.

On désigne ainsi certains composés *salins*, formés d'acide sulfhydrique et d'un monosulfure métallique. Ils ont l'odeur, la saveur hépatique et la réaction alcaline des monosulfures. Si leurs dissolutions aqueuses sont traitées par un acide, celui-ci agit sur le sulfure, comme je l'ai dit à la page 283 en parlant des monosulfures : il se dégage de l'acide sulfhydrique, et il ne se précipite point de soufre; elles se comportent avec les sels métalliques comme les monosulfures, si ce n'est qu'il y a de l'acide sulfhydrique mis à nu; l'air ou l'oxygène les transforme d'abord en polysulfures, puis en hyposulfites; il est évident que l'oxygène commence par s'emparer de l'hydrogène de l'acide sulfhydrique.

Ces sels doivent être considérés comme des monosulfures auxquels s'unit un équivalent de gaz sulfhydrique.

Préparation. On fait passer du gaz sulfhydrique sur les oxydes métalliques, ou sur leurs carbonates en dissolution dans l'eau ou suspendus dans ce liquide jusqu'à complète saturation. Il se précipite, surtout lorsqu'on agit avec de la potasse ou de la soude, une matière gélatineuse, mêlée d'une poudre noire, qui donne à la liqueur un aspect brunâtre trouble, et qui, à la fin de l'opération, se rassemble au fond du vase et peut être séparée par le filtre : cette matière est composée d'acide silicique, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse, substances qui se trouvent ordinairement dans les alcalis employés, et qui se déposent à mesure que l'acide sulfhydrique sature ces alcalis. Quelquefois aussi ce préci-

pité contient de l'oxyde d'argent, qui provient de la potasse et de la soude que l'on a fait fondre dans des chaudières de ce métal. Lorsque l'opération est terminée, ce qui n'a lieu qu'au bout de plusieurs jours, on filtre les sulfhydrates et on les agite avec du mercure : ce métal s'empare de leur excès de soufre, et leur fait perdre la couleur jaune qu'ils avaient. Le mercure, dans cette expérience, noircit d'abord, puis se transforme en sulfure rouge (cinabre).

DES SULFOSELS.

Berzelius a désigné ainsi tantôt les sulfhydrates de sulfures, tantôt des sels composés de deux sulfures métalliques; ces doubles sulfures sont en général solubles dans l'eau, qui en décompose même quelques-uns. Les acides les décomposent avec ou sans dégagement d'acide sulfhydrique, et précipitent un des sulfures métalliques, s'il est insoluble, ce qui arrive le plus souvent.

Préparation. Elle est très-variée, suivant les cas (voy. Berzelius, t. III, p. 334).

DES SÉLÉNIURES.

Les séléniures ressemblent beaucoup aux sulfures pour leurs propriétés physiques et chimiques. Les séléniures alcalins seuls sont solubles dans l'eau. Le *chlore* sépare le sélénium de ceux qui sont solubles. L'acide chlorhydrique en dégage du gaz acide sélenhydrique. L'acide azotique et l'eau régale à chaud font passer le sélénium à l'état d'acide sélénieux, facile à reconnaître par l'acide sulfureux qui précipite le sélénium sous forme d'une poudre rouge. Les séléniures, chauffés dans un creuset avec de l'azotate de potasse mélangé de carbonate de la même base, donnent du *séléniate* de potasse, lequel, à la température de l'ébullition, est transformé par un excès d'acide chlorhydrique en acide *sélénieux,* dont on peut précipiter le sélénium *rouge,* à l'aide de l'acide sulfureux.

La *composition* des séléniures est soumise aux lois des proportions multiples dont j'ai déjà parlé : ainsi le séléniure correspondant à un protoxyde, formé d'un équivalent d'oxygène et de métal, est lui-même composé d'un équivalent de sélénium et de métal.

Préparation. On obtient la plupart des séléniures en versant dans une dissolution saline de l'acide sélenhydrique.

DES IODURES.

Ils sont tous solides, inodores, fragiles; plusieurs sont colorés, mais cependant la plupart sont incolores, sapides et cristallisables. Il en est qui sont solubles dans l'eau. Plusieurs de ceux qui sont insolubles peuvent être obtenus cristallisés par l'électricité (Becquerel).

Le *chlore* les décompose tous, s'empare du métal, et met l'iode à nu; si l'on a préalablement ajouté de l'amidon dissous, celui-ci est coloré en bleu; toutefois, si le chlore était employé en excès, il se produirait du chlorure d'iode, lequel se décomposerait par l'eau en acides chlorhydrique et iodique, sans action sur l'amidon. C'est pour éviter cet inconvénient que M. Reynoso a proposé de substituer l'*eau oxygénée* au chlore: on met dans un petit tube fermé par un bout un morceau de bioxyde de baryum, on y ajoute de l'eau distillée, de l'acide chlorhydrique pur, et de l'empois d'amidon (voy. *Bioxyde d'hydrogène,* p. 129); on attend que l'on voie venir des bulles à la surface pour y ajouter l'iodure : on aperçoit à l'instant une coloration d'un *rose bleu,* si la quantité d'iode est peu considérable, et d'un *bleu* bien foncé, si elle est assez notable. L'eau oxygénée décompose les iodures, ainsi que l'acide iodhydrique, sans exercer la moindre action sur l'iode (*Journal de pharm.,* p. 406, année 1849).

L'acide *sulfurique* concentré décompose les iodures solubles et met l'iode à nu. Si l'on chauffe le mélange, il se dégage des vapeurs violettes, et il se forme de l'acide sulfureux et un sulfure. Voici ce qui se passe: l'acide sulfurique cède un équivalent d'oxygène au métal qu'il oxyde et avec lequel il produit un sulfate; l'acide sulfurique se trouve réduit à de l'acide sulfureux, et l'iode libre se dépose.

L'*azotate d'argent* précipite ceux qui sont solubles en blanc, et l'iodure d'argent précipité est *insoluble dans l'ammoniaque.* L'*azotate de protoxyde de mercure,* les sels de *bioxyde de mercure,* et les sels de *plomb,* précipitent les iodures solubles, savoir : le premier en jaune verdâtre, les seconds en rouge, et les autres en jaune. Ces décompositions, aussi bien que celle que détermine l'azotate d'argent, s'expliquent en admettant que l'oxygène des oxydes d'argent, de mercure ou de plomb, se porte sur le métal qui fait partie de l'iodure dissous, tandis que ces trois métaux mis à nu s'unissent à l'iode. Le *chlorure de platine* produit un iodure soluble, d'un rouge garance très-foncé. Les iodures solubles dissolvent de l'iode, se colorent en rouge brun, et deviennent des *iodures iodurés.*

On reconnaît les iodures *insolubles*, en les traitant dans un creuset par de la potasse et du charbon : on obtient de l'iodure de potassium *soluble*, et le métal plus ou moins mélangé d'oxyde et de charbon.

Préparation. 1° On peut combiner directement l'iode, à l'aide de la chaleur, avec un certain nombre de métaux, tels que le potassium, le sodium, le mercure, le fer, le zinc, l'étain, etc. 2° Les dissolutions métalliques dont les métaux ne décomposent pas l'eau à froid, comme sont celles de cuivre, de plomb, d'argent, de bismuth, etc., donnent par les iodures solubles un précipité d'*iodure :* en effet, l'oxygène des oxydes de plomb, d'argent, de bismuth, etc., se combine avec le métal de l'iodure soluble, et l'iode se précipite, uni au plomb, à l'argent, etc.; 3° On prépare plusieurs iodures par des procédés particuliers.

Composition. L'acide iodhydrique donne, avec la plupart des oxydes métalliques, de l'eau et un iodure : or cet acide est formé d'équivalents égaux d'hydrogène et d'iode; donc un iodure correspondant à un protoxyde qui renfermait un équivalent d'oxygène doit contenir un équivalent d'iode, puisqu'il aura fallu un équivalent d'hydrogène pour former de l'eau avec l'équivalent d'oxygène du protoxyde. La quantité d'iode dans les biodures, etc., sera proportionnelle à la quantité d'oxygène des oxydes.

DES IODURES IODURÉS.

Ces corps, d'un rouge brun, ne retiennent l'iode qu'avec peu de force; ils l'abandonnent par leur ébullition et par leur exposition à l'air quand ils sont desséchés; l'iode n'altère point leur neutralité. Le chlore, l'azotate d'argent, les sels de mercure et de plomb, agissent sur eux comme sur les iodures.

Préparation. Il suffit de mettre l'iode en contact avec un iodure dissous pour le transformer en iodure iodé.

DES BROMURES.

Ils sont tous solides, colorés ou incolores, sapides ou insipides; la plupart de ceux qui ont été étudiés se dissolvent dans l'eau. Le *chlore* les décompose et en dégage le brome; mais il est préférable de lui substituer le bioxyde d'hydrogène, d'après M. Reynoso (voy. *Iodures,* p. 288). L'acide sulfurique concentré en dégage du gaz acide bromhydrique mêlé de vapeurs de brome, tandis qu'il ne se produit que du *brome,* si l'on a ajouté à l'acide sulfurique du bioxyde de manganèse.

Il en est de même des acides *chlorique* et *azotique.* Ils précipitent

les sels de *plomb* en blanc, et l'azotate d'*argent* en jaune-serin : ce dernier précipité noircit à la lumière, sans devenir d'abord violet, comme le fait le chlorure d'argent; il se dissout dans un *excès* d'ammoniaque.

On reconnaît les bromures *insolubles* comme les iodures insolubles (voy. p. 283).

Préparation. Les bromures de cuivre, de chrome, d'urane, de cadmium, de zinc, de nickel, de cobalt, de fer et de manganèse, proviennent de l'action directe du brome sur les métaux, par la voie sèche ou par l'intermède de l'eau, ou bien de l'action de l'acide bromhydrique sur les carbonates ou sur les oxydes métalliques; ils sont tous solubles dans l'eau, excepté le protobromure de cuivre. On prépare les bromures de cérium, de zirconium, de glucynium, d'aluminium et de strontium, avec l'acide bromhydrique et les oxydes de ces métaux; ils sont tous solubles dans l'eau, excepté celui de cérium. (Berthemot, *Journ. de pharm.,* novembre 1830, et Henry fils, *ibid.,* février 1829.)

Composition. L'acide bromhydrique étant composé d'équivalents égaux d'hydrogène et de brome, et formant avec les oxydes métalliques de l'eau et un bromure, la composition des bromures ne diffère pas de celle des iodures (voy. p. 283).

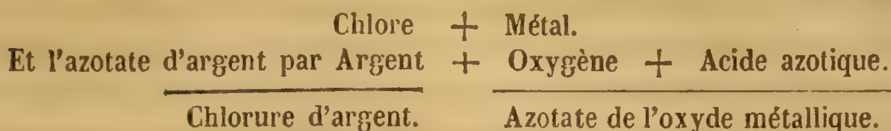
DES CHLORURES.

Ces chlorures sont solides, blancs ou colorés, pour la plupart sapides; plusieurs sont volatils.

L'action des corps *simples* sur les chlorures est trop variée pour pouvoir être exposée d'une manière générale. Excepté les protochlorures de *cuivre, de mercure,* d'*or,* de *platine,* et le chlorure d'argent, ils sont tous solubles dans l'eau. Les chlorures de bismuth et d'antimoine sont décomposés par l'eau distillée.

Les *acides* privés d'eau n'agissent sur aucun chlorure. Plusieurs acides hydratés les altèrent; l'eau de l'acide *sulfurique* est décomposée; son oxygène forme avec le métal du chlorure un oxyde, tandis que le chlore s'unit à l'hydrogène de l'eau et donne naissance à du gaz acide chlorhydrique, qui se dégage sous forme de vapeurs blanches assez épaisses, d'une odeur piquante. L'acide *azotique* à chaud fournit de l'eau régale avec tous les chlorures, si l'on en excepte le chlorure d'argent. Tous les chlorures liquides sont décomposés à froid par la dissolution d'azotate d'argent, sel formé, comme son nom l'indique, d'oxyde d'argent et d'acide azotique; il en résulte un azotate soluble, et du chlorure d'argent *blanc, caillebotté, lourd, brunissant à*

la lumière, après être devenu violet, insoluble dans l'eau, dans l'acide azotique froid ou *bouillant, et soluble dans l'ammoniaque*. On peut représenter le chlorure par


Chlore + Métal.
Et l'azotate d'argent par Argent + Oxygène + Acide azotique.
Chlorure d'argent. Azotate de l'oxyde métallique.

Les deux sels mêlés peuvent donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble; la décomposition est donc forcée (voy. p. 311) : l'argent s'unit avec le chlore, et forme un chlorure insoluble, tandis que l'oxygène de l'oxyde d'argent transforme le métal en oxyde qui se combine avec l'acide azotique pour donner naissance à de l'azotate d'argent; c'est en vertu de ces affinités et de la cohésion du chlorure d'argent que la décomposition a lieu.

On reconnaît les chlorures *insolubles* avec la potasse et le charbon (voy. *Sulfures insolubles*, p. 284).

Composition. Lorsqu'on fait agir de l'acide chlorhydrique sur un oxyde métallique, on obtient de l'eau et un chlorure : or l'eau est formée d'un équivalent d'hydrogène et d'un d'oxygène, tandis que dans l'acide chlorhydrique, il y a un équivalent d'hydrogène et un de chlore : donc la quantité de chlore d'un chlorure métallique doit être à la quantité d'oxygène de l'oxyde du métal comme 1 à 1.

Préparation. 1° On peut combiner directement le chlore gazeux avec presque tous les métaux, tantôt à froid, tantôt à une température un peu élevée; il en résulte des chlorures qui peuvent être au *minimum* ou au *maximum* de chlore. 2° On peut obtenir plusieurs chlorures en faisant passer du chlore gazeux sec à travers des oxydes incandescents placés dans un tuyau de porcelaine : tels sont les oxydes de magnésium, de calcium, de baryum, de strontium, etc. 3° En traitant plusieurs métaux par l'acide chlorhydrique, on les transforme en chlorures, car l'acide se décompose; le chlore s'unit au métal, et l'hydrogène se dégage. 4° En combinant tous les oxydes métalliques avec l'acide chlorhydrique; en effet, l'oxygène de l'oxyde s'unit à l'hydrogène de l'acide, tandis que le métal et le chlore se combinent.

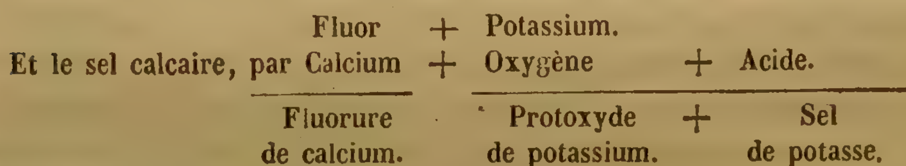
DES FLUORURES.

Les *fluorures* (fluates anhydres ou secs) sont indécomposables par le feu; quelques-uns d'entre eux peuvent être décomposés s'ils sont hu-

mides, phénomène qui dépend de ce que l'eau est également décomposée : en effet, l'hydrogène se combine avec le fluor pour former de l'acide fluorhydrique, tandis que l'oxygène se porte sur le métal de l'oxyde. L'acide borique *vitrifié* est le seul, parmi ceux qui ne contiennent pas d'eau, susceptible de décomposer les fluorures à une température élevée; mais il se décompose lui-même : le bore et le fluor s'unissent pour former de l'acide fluoborique (voy. p. 223), tandis que l'oxygène de l'acide borique se combine avec le métal qui entre dans la composition du fluorure.

A froid, l'acide *sulfurique hydraté* décompose les fluorures, surtout ceux qui sont solubles, et il se dégage de l'acide fluorhydrique sous forme de vapeurs blanches, piquantes, *ayant de l'action sur le verre;* on voit que, dans ce cas, l'eau de l'acide employé est décomposée : son hydrogène transforme le fluor en acide fluorhydrique, l'oxygène oxyde le métal, et l'oxyde formé se combine avec l'acide sulfurique. Si le fluorure avait été préalablement mélangé de sable ou d'acide borique vitrifié, l'acide sulfurique en dégagerait du gaz acide fluosilicique ou fluoborique facilement reconnaissables (voy. pages 223 et 224).

Les fluorures solubles ne précipitent pas l'azotate d'argent; ils décomposent tous les sels calcaires et les précipitent en blanc : le précipité, regardé pendant longtemps comme du fluate de chaux, est du *fluorure de calcium.* On peut concevoir sa formation en représentant le fluorure, que je suppose être celui de potassium, par :



Le fluor s'unit au calcium, tandis que l'oxygène de l'oxyde de calcium se combine avec le potassium et l'acide pour former un sel de potasse.

L'eau ne dissout que les fluorures neutres de potassium, de sodium et d'argent; les autres se dissolvent dans un excès d'acide.

On reconnaît les fluorures *insolubles* par l'acide sulfurique, ou bien en les traitant par la potasse et le charbon (v. *Sulfures insolubles,* p. 284).

Préparation. On obtient les *fluorures solubles* par le premier procédé, en combinant l'acide fluorhydrique avec les bases : l'hydrogène de l'acide s'unit à l'oxygène de l'oxyde pour former de l'eau, le fluor et le métal se combinent.

On prépare les *fluorures insolubles* par la voie des doubles décompo-

sitions, en versant un fluorure soluble dans une dissolution saline contenant le métal que l'on cherche à transformer en fluorure.

DES CYANURES.

Le cyanogène, quoique formé de carbone et d'azote (v. p. 89) se comporte avec tous les corps simples et composés comme le ferait un corps simple non métallique; il est le radical d'une série fort nombreuse de corps ayant beaucoup d'analogie avec les chlorures, les bromures, etc.

Les cyanures métalliques sont pour la plupart facilement décomposables par le feu, soit en vaisseaux clos, soit avec le contact de l'air; il en est cependant qui peuvent être fondus et chauffés jusqu'au rouge *en vaisseaux* clos, sans subir la moindre altération; mais ces mêmes cyanures, si on les chauffe à l'état solide *avec le contact de l'air,* absorbent de l'oxygène et se décomposent, du moins en partie: tels sont ceux de la première classe. En général, les cyanures métalliques sont insolubles ou peu solubles dans l'eau ; ceux de potassium, de sodium, de baryum et de calcium, qui se dissolvent dans ce liquide, offrent une réaction alcaline. Les dissolutions aqueuses de ces cyanures sont décomposées par l'oxygène et par les *acides faibles*, sans excepter l'acide carbonique; ces derniers en dégagent de l'acide *cyanhydrique* (prussique). Si l'on fait bouillir ces dissolutions concentrées, et surtout celle de cyanure de potassium, elles sont décomposées en ammoniaque et en un formiate alcalin :



$$\underbrace{K\,C^2Az}_{\text{Cyanure alcalin.}},\ 4\,HO = \underbrace{KO,\,C^2HO^3}_{\text{Formiate alcalin.}},\ \underbrace{H^3\,Az}_{\text{Ammoniaque,}}$$

Conservées longtemps dans des flacons bouchés, elles éprouvent des altérations analogues. Versées dans une dissolution mélangée de sels de protoxyde et de sesquioxyde de fer, elles fournissent un précipité bleu foncé (bleu de Prusse ou protocyanure et sesquicyanure de fer). Avec l'azotate d'argent, elles donnent du cyanure d'argent blanc (voy. *Acide cyanhydrique*, p. 242).

Les cyanures *insolubles* seront reconnus par la potasse et le charbon (voy. *Sulfures insolubles*, p. 284).

DES CYANURES DOUBLES.

Tous les cyanures métalliques insolubles peuvent s'unir avec les cyanures solubles formés par les métaux alcalins, de manière à produire

des composés bien définis. C'est ainsi que les cyanures d'or, d'argent, de nickel, de cuivre, etc., se dissolvent dans les cyanures de potassium et de sodium. Les *acides* réagissent sur ces composés en décomposant le cyanure alcalin, et en précipitant le cyanure métallique. Lorsqu'on verse dans la dissolution d'un cyanure double un sel métallique quelconque, il en résulte une nouvelle combinaison insoluble dans laquelle le métal alcalin est remplacé par celui de l'oxyde du sel ajouté. Ces composés doubles jouissent en général des propriétés qui appartiennent à chacun d'eux en particulier.

On désigne sous le nom de *cyanoferrures* les cyanures doubles composés d'un cyanure simple et de cyanure de fer. Ils ont pour formule: $2\,MCy, FeCy$ ou M^2Cy^3Fe. Ceux qui sont *alcalins* ou *terreux* ont en général une couleur jaune plus ou moins foncée; ils sont inodores, solubles dans l'eau, sans action sur le tournesol, et inaltérables à l'air. Chauffés au rouge, ils sont décomposés : le cyanure de fer est détruit, tandis que le cyanure alcalin résiste. Les acides ne les décomposent que lentement. Quant aux *autres* cyanoferrures, ils sont en général insolubles dans l'eau, et décomposables par la chaleur, en azote et en carbures métalliques.

DES SELS.

Autrefois on donnait le nom de *sel* à tout corps solide, cristallisable, transparent, soluble dans moins de cinq cents fois son poids d'eau. Plus tard, et jusque dans ces derniers temps, on désigna ainsi les composés d'un ou de deux acides, et d'une ou de plusieurs bases *salifiables;* celles-ci étaient de trois ordres, savoir : les oxydes métalliques, l'ammoniaque, et des substances végétales alcalines, telles que la morphine, la brucine, la quinine, etc. Suivant Berzelius, le sel doit être défini, *tout composé dont les éléments,* quel que soit leur nombre, *anéantissent réciproquement, d'une manière complète, leurs propriétés électro-chimiques :* ainsi le chlore, l'iode, le fluor, en se combinant avec les métaux électro-positifs, donnent des sels, comme tous les acides qui s'unissent avec les bases, parce que, dans l'un et dans l'autre cas, il y a anéantissement des propriétés électro-chimiques des composants; tandis que l'oxygène, en se combinant avec les mêmes métaux *électro-positifs,* fournit des oxydes qui ne sont pas des sels, parce que, dans ces composés, les réactions électriques ne sont pas anéanties. Les sels, d'après cette manière de voir, doivent être divisés en deux classes : 1° *Sels haloïdes* (d'*halogène,* qui veut dire générateur de sels); ce sont

ceux qui résultent de la combinaison du soufre, du sélénium, du chlore' de l'iode, du brome, du fluor et du cyanogène, avec un métal électro-positif : on les désigne sous les noms de *sulfures*, de *séléniures*, de *chlorures*, d'*iodures*, de *bromures*, de *fluorures* et de *cyanures*, et on dit chlorure cuivreux, chlorure cuivrique, etc. 2° *Sels amphides* (1). Pour bien concevoir ce que c'est qu'un *sel amphide*, il faut savoir que, loin d'admettre, comme on l'a fait pendant si longtemps, que les *bases* métalliques sont constamment formées d'un métal et d'oxygène, Berzelius pense qu'elles sont composées d'un métal et d'*oxygène*, ou d'un métal et de *soufre*, ou d'un métal et de *sélénium*, ou d'un métal et de *tellure* : aussi désigne-t-il l'oxygène, le soufre, le sélénium et le tellure, sous les noms de *basigènes*. Les *sels amphides* sont subdivisés en quatre sections : A. *Oxysels*, ceux dont le basigène est l'*oxygène* : tels sont le sulfate de protoxyde de fer, l'azotate de protoxyde de potassium, etc. B. *Sulfosels*, ceux dont le basigène est le *soufre*, comme le *sulfhydrate potassique*, le *sulfocarbonate sodique*, le *sulfoarséniate calcique*. Le premier de ces sels est formé de *sulfure de potassium* (base) et d'acide sulfhydrique, le second est composé de *sulfure de sodium* (base) et de sulfure de carbone ; enfin le troisième résulte de la combinaison du *sulfure de calcium* (base) avec le sulfure d'arsenic, ou *sulfure arsénique*. C. *Sélénisels*, ceux dont le basigène est le *sélénium* ; D. *Tellurisels*, ceux dont le basigène est le *tellure*. (Voyez, pour plus de détails, le mémoire de Berzelius, inséré dans les *Ann. de chim. et de phys.*, t. XXXI et XXXII ; 1826.)

J'ajouterai à ces faits que bien longtemps avant Berzelius, Ampère avait établi que les chlorures et les sulfures jouaient dans les sels exactement le même rôle que les oxydes métalliques ; et l'on voit en 1833 M. Péligot décrire des chromates ayant pour base le chlorure de sodium, le chlorure de calcium, le chlorure de magnésium, le chlorure de potassium, ou le chlorhydrate d'ammoniaque. Déjà, quelques années auparavant, Boullay fils avait décrit des iodhydrates d'iodures métalliques analogues aux sulfhydrates de sulfures.

M. Regnault définit le sel « toute *combinaison* de *deux* composés *binaires*, dont l'un joue le rôle d'élément électro-positif ou de base, et l'autre celui d'élément électro-négatif ou d'acide : ainsi l'acide sulfurique et le protoxyde de potassium, de sodium, etc., l'acide sulfocarbonique (sulfure de carbone) et le monosulfure de potassium (sulfo-

---

(1) *Amphide*, mot dérivé d'ἀμφὶς, des deux côtés.

base), l'acide chromique et le chlorure de sodium, etc., constituent des sels. Par contre, le chlorure de sodium (*sel* commun) et les autres chlorures, les iodures, les bromures, les cyanures, etc., ne sont pas considérés comme des sels, parce que tout en admettant qu'ils ont la plus grande ressemblance avec les sels proprement dits, tant par leurs propriétés physiques que par un grand nombre de réactions chimiques, ils ne présentent d'analogie avec les sels que lorsqu'ils sont solubles dans l'eau, et qu'on les fait réagir sur d'autres corps au milieu de ce liquide. Je ne saurais admettre une pareille définition, parce qu'elle tend à faire ranger dans deux classes différentes des corps qui ont entre eux la plus grande analogie et qui se comportent de la même manière avec la plupart des agents chimiques.

A vrai dire, aucune des définitions précitées n'est satisfaisante, parce qu'aucune d'elles ne s'applique à tout ce qui doit être défini, *totæ rei definitæ;* cela tient à la différence de composition des sels nombreux déjà connus, et à ce qu'ils ne possèdent pas des propriétés communes assez caractéristiques pour en former un groupe naturel et rationnel; aussi prendrai-je le parti, après avoir fait connaître la composition des différents corps que l'on regarde comme des sels, de ne pas les définir, préférant cette lacune à la consécration d'une erreur. Je me bornerai, dans la partie de cet ouvrage qui a trait à la chimie minérale, à décrire: 1° les *oxysels,* formés d'un oxacide et d'un ou de plusieurs oxydes (base); 2° les sels haloïdes, formés d'un métal et d'un corps *halogène,* tels que les *chlorures,* les *iodures,* les *bromures,* les *cyanures,* etc. A coup sûr, c'est dans ces deux catégories que l'on trouve les sels les plus nombreux et les plus importants.

On appelle *sel double* celui qui renferme deux bases, et *sel triple* celui qui en contient trois.

Les sels ont été divisés en *neutres, acides* et avec *excès de base;* ceux-ci portent le nom de *sous-sels,* tandis que les sels acides ont reçu la dénomination de *sur-sels.* On avait pendant longtemps considéré comme neutres *seulement* les sels qui ne rougissent pas le tournesol et qui ne verdissent pas le sirop de violettes, et on avait regardé comme sels acides tous ceux qui rougissent le tournesol, et comme sels avec excès de base ceux qui verdissent le sirop de violettes; la neutralité, l'acidité ou l'alcalinité des sels étaient jugées, comme on voit, d'après certaines *propriétés,* et surtout d'après l'action qu'ils exercent sur le tournesol, la violette, etc. Voyant plus tard que cette manière d'envisager la neutralité n'était pas exacte, on se demanda s'il ne serait pas possible de considérer comme étant *neutre* tout sel qui serait composé d'un équivalent d'acide

et d'un équivalent de base; mais, tout en admettant que, dans la plupart des cas, les sels *neutres* sont ainsi composés, on est obligé de reconnaître que cela n'a pas toujours lieu, quelques sels, *évidemment neutres*, contenant deux ou un plus grand nombre d'équivalents de base pour un d'acide. L'expérience démontre que l'on peut établir la *neutralité* des sels tantôt en ayant recours aux couleurs végétales, tantôt en ayant égard à leur composition; ce dernier mode est même applicable à tous les cas.

Neutralité constatée d'après l'action des sels sur certaines couleurs végétales. La teinture bleue de tournesol, comme je l'ai dit à la page 118, est un véritable sel composé d'un acide *rouge*, appelé *litmique* par Robert Kane, et de plusieurs bases, telles que l'ammoniaque, la potasse et la chaux. Quand on met cette teinture en contact avec un acide fort, la liqueur est *rougie*, parce que l'acide s'empare des bases et met l'acide litmique *rouge* à nu; si l'acide est *faible*, la liqueur prend seulement une couleur *vineuse*, parce que l'acide n'a enlevé qu'une partie des bases; si ces bases sont très-abondantes dans la teinture, il se peut qu'un acide *même fort* ne rougisse pas d'abord le tournesol, parce qu'il commence par saturer l'excédant de ces bases, avant de décomposer le litmate alcalin; ce n'est alors qu'en ajoutant une plus grande quantité d'acide que le tournesol finit par être rougi. Quoi qu'il en soit, ce tournesol rougi reprend sa couleur *bleue* dès qu'on le met en contact avec une base soluble puissante (potasse, soude, ammoniaque, etc.), parce que celle-ci se combine avec l'acide qui avait rougi la teinture et qu'elle la neutralise; il est évident qu'alors l'acide *litmique* se trouve de nouveau combiné avec l'ammoniaque, la potasse et la chaux de la teinture, avec lesquelles il forme la teinture bleue.

On peut constater la *neutralité* des sels formés par des acides et des bases énergiques à l'aide de la teinture de tournesol: tels sont les sulfates, les azotates, les acétates, les oxalates, les tartrates, les citrates, etc., de potasse, de soude et d'ammoniaque; tant qu'il restera dans ces liqueurs salines des traces d'acide ou de base libres, la teinture de tournesol sera *rougie*, s'il y a de l'acide libre, et *bleuie*, si c'est la base qui est libre.

Mais il n'en est plus ainsi lorsque les acides forts sont combinés avec des bases faibles, ou quand les acides faibles sont unis à des bases puissantes, ou bien quand des acides faibles forment des sels avec des bases faibles: dans ces différents cas, la teinture de tournesol peut être rougie ou bleuie par des sels qui sont pourtant neutres. Je citerai, comme exemple, les sels composés d'acide sulfurique (acide fort) et d'alumine,

de sesquioxyde de fer, de bioxyde de cuivre (bases faibles); ces sels sont *neutres,* quoiqu'ils rougissent la teinture de tournesol. Pour prouver que la propriété de la teinture de tournesol et des autres matières colorantes n'est pas absolue, mais seulement relative, je dirai que s'il existait une de ces matières colorantes dont l'acide serait assez puissant pour enlever la potasse à l'acide sulfurique (sulfate de potasse neutre), la potasse serait enlevée à l'acide, et la liqueur aurait une réaction acide.

Neutralité constatée d'après la composition des sels. L'expérience démontre que les sels *neutres* à la teinture de tournesol, c'est-à-dire ceux qui ne rougissent pas cette liqueur *bleue* et qui ne bleuissent pas celle qui a été rougie, sont composés de telle sorte, que le rapport entre l'oxygène de l'acide et celui de la base est toujours le même pour un même genre de sel : ainsi dans les sulfates *neutres* de potasse, de soude et de magnésie, l'acide sulfurique contient *trois* fois autant d'oxygène qu'il y en a dans la base; dans les azotates neutres de potasse, de soude et de magnésie, la quantité d'oxygène de l'acide est à celui de la base comme 5 : 1. Cela étant, on considère comme sulfates et azotates *neutres* tous les sels de ces deux genres dans lesquels les rapports indiqués de l'oxygène sont de 3:1 pour les sulfates et de 5 : 1 pour les azotates; et comme les rapports entre les quantités d'oxygène des acides et de la base sont connus pour les sels neutres des autres genres, tels que les phosphates, les chlorates, etc., il en résulte que la constatation de la *neutralité* par la composition des sels est applicable à tous les cas.

Quand les acides sont combinés à des *sesquioxydes,* bases qui contiennent deux équivalents de métal et trois d'oxygène, pour que le rapport de l'oxygène de l'acide à celui de la base reste le même, il sera nécessaire d'augmenter le nombre d'équivalents de l'acide pour que le sel soit neutre. Exemple: les sulfates *neutres* d'alumine et de sesquioxyde de fer seront formés de $3\,SO^3\,Al^2\,O^3$ et de $3\,SO^3, Fe^2\,O^3$; on voit qu'il y a neuf équivalents d'oxygène dans l'acide et trois dans les oxydes d'aluminium et de fer; le rapport est donc le même de 3:1.

D'après ce qui précède, la quantité d'oxygène dans les sels acides et basiques ne sera pas dans le même rapport que dans les sels neutres : ainsi dans les bisulfates le rapport de l'oxygène de l'acide à celui de la base sera de 6:1, tandis que dans les sulfates basiques il sera au-dessous de 3:1. Les formules suivantes mettront cette vérité dans tout son jour. M représente un équivalent de métal.

Sulfates neutres.	MO, SO^3
Bisulfates..	MO, 2 SO^3
Sesquisulfates..	2 MO, 3 SO^3
Sulfates tribasiques	3 MO, 3 SO^3
Sulfates sexbasiques..	6 MO, SO^3
Azotates neutres.	MO, AzO^5
— bibasiques.	2 MO, AzO^5
— tribasiques.	3 MO, AzO^5
Carbonates neutres.	MO, CO^2
Bicarbonates.	MO, 2 CO^2
Sesquicarbonates.	2 MO, 3 CO^2
Carbonates bibasiques. . . .	2 MO, 2 CO^2
Carbonates sesquibasiques. .	3 MO, 2 CO^2

Propriétés générales des sels.

Propriétés physiques des sels. La plupart d'entre eux sont solides, d'une couleur et d'une cohésion variables, cristallisés ou pulvérulents, inodores ou odorants, sapides ou insipides, et plus pesants que l'eau.

Propriétés chimiques. — Action de l'eau sur les sels. Les sels sont solubles ou insolubles dans l'eau; en général, ceux-ci sont insipides; les autres ont de la saveur.

Plusieurs chimistes ont fait dépendre la solubilité des sels de l'*affinité* qu'ils ont pour ce liquide et de leur *cohésion;* plus l'affinité est grande, et moins la cohésion est forte, plus on les a dit solubles, et *vice versa.* De deux sels ayant la même affinité pour l'eau, le plus soluble devait être celui qui avait le moins de cohésion; et si quelquefois un sel qui a moins d'affinité pour l'eau qu'un autre se dissout plus facilement, cela devait tenir à sa moindre force de cohésion. D'après M. Persoz, la solubilité des corps dans un véhicule, et en particulier celle des sels dans l'eau, constitue une véritable combinaison; *l'eau joue à volonté le rôle de base ou d'acide;* si le sel est formé par une base très-puissante, comme la potasse et la soude, sa tendance alcaline prédomine, et il se dissout, parce qu'il se combine avec l'eau, qui dans ce cas agit comme acide; si la base du sel est moins forte et l'acide plus énergique, la tendance acide du sel prédomine, comme dans les sulfates de cuivre et d'alumine, et le sel se dissout, parce qu'il se combine avec l'eau, qui joue alors le rôle de base; les sels insolubles sont ceux dont la valeur moléculaire de l'acide et de la base se compensent réciproquement, c'est-à-dire ceux dans lesquels la base est exactement *saturée* par l'acide (*Annales de chimie,* novembre 1836).

Lorsqu'un sel a été dissous dans l'eau, celle-ci perd, en général, la propriété d'entrer en ébullition à 100° (la pression de l'air étant à 76

centimètres), et en exige 102, 104, 120, 180°, etc. Plus l'affinité du sel pour l'eau est grande, plus la température doit être élevée pour que le liquide entre en ébullition; on peut donc déterminer l'affinité de plusieurs sels pour l'eau en en mettant quantités égales dans ce liquide, et en examinant le degré auquel il bout.

M. Legrand a en outre prouvé qu'*un même sel* retarde d'autant plus le point de l'ébullition de l'eau, que le liquide en contient davantage en dissolution : ainsi en prenant 100 p. d'eau distillée, qui devrait bouillir à 100°, on verra qu'elle bout à 100°,5 si elle contient 4,4 p. de chlorure de sodium, et à 108°,4 si elle renferme 41,2 parties.

Avec 100 p. d'eau et 4,7 de chlorure de potassium, l'ébullition a lieu à 100°,5, et à 108°,3 avec 49,4 parties.

Avec 100 p. d'eau et 12,2 d'azotate de potasse, le liquide bout à 101° et à 115°,9 avec 335,1 de sel.

Avec 100 p. d'eau et 10 p. d'azotate d'ammoniaque, l'ébullition a lieu à 101°, et à 164° avec 2084 parties de sel.

Avec 100 p. d'eau et 10 de chlorure de calcium, le liquide bout à 101°, et à 179°,5 avec 325 p. de sel. (Voy. *Annales de chimie et de physique*, août 1835.)

L'eau qui est déjà saturée d'un sel peut encore dissoudre une certaine quantité d'un autre sel soluble, pourvu que les deux sels ne se décomposent pas.

Presque toujours la dissolution d'un sel s'opère plus facilement et plus abondamment dans l'eau chaude que dans l'eau froide; on peut dire qu'en général la solubilité des sels augmente avec la température (1): aussi, lorsqu'on a dissous dans de l'eau bouillante tout le sel dont elle pouvait se charger, une partie cristallise-t-elle par le refroidissement, si ce sel est cristallisable; mais il est presque impossible d'obtenir par ce moyen des cristaux réguliers. Voici comment on doit procéder pour avoir de beaux cristaux : 1° on fera dissoudre 3 ou 4 kilogr. de sel dans

---

(1) Je dis presque toujours, car il existe des sels et d'autres corps plus solubles à froid qu'à chaud : tels sont le carbonate de magnésie, la magnésie calcinée, la chaux vive, etc. Voici comment s'exprime le rédacteur des *Annales de chimie et de physique*, en traitant ce sujet : « Le phénomène d'une moins grande solubilité à chaud qu'à froid, qui est sans doute plus commun qu'on ne pense, cesse de paraître extraordinaire lorsqu'on se rappelle que la chaleur, d'abord nécessaire pour produire une combinaison, détruit souvent cette même combinaison lorsque son intensité est devenue plus grande : c'est que la chaleur, après avoir exalté les forces attractives des molécules des corps, peut souvent les affaiblir, et les changer même en forces répulsives » (t. XVI).

une assez grande quantité d'eau bouillante pour qu'il ne s'en dépose pas beaucoup par le refroidissement; 2° après avoir décanté la dissolution, on la placera dans des vases à fond plat, sur lesquels elle ne puisse exercer aucune action chimique, et qui soient dans un lieu tranquille; 3° lorsque, par l'évaporation spontanée de l'eau, il se sera formé des cristaux au bout de quelques jours, on choisira les plus gros et les plus réguliers, et on les mettra dans un autre vase pareil, dans lequel on introduira une nouvelle dissolution de sel préparée de la même manière; on les retournera chaque jour, et on les verra grossir par toutes leurs faces et d'une manière régulière. Il faudra recommencer la même opération jusqu'à ce que les cristaux aient acquis un volume assez considérable; alors on n'en mettra qu'un dans chaque vase contenant la dissolution : quelques semaines suffiront pour obtenir des cristaux très-volumineux. Ce procédé est dû à M. Leblanc. Il arrive quelquefois que les dissolutions salines, même les plus concentrées, ne cristallisent qu'autant qu'on les agite, qu'on les renferme dans un vase lorsqu'elles sont encore très-chaudes, ou que le vase présente des aspérités. On a donné le nom d'*eau mère* à la dissolution saline qui reste sur les cristaux après leur formation : cette eau contient encore du sel, mais elle n'en est pas saturée.

En se dissolvant dans l'eau, les sels, comme beaucoup d'autres corps, abaissent ou élèvent la température du liquide: ainsi 50 grammes de chlorure de sodium déterminent un abaissement de température de 1°,9 s'ils sont dissous dans 200 centimètres cubes d'eau, tandis qu'avec la même quantité de liquide et de chlorure de potassium, l'abaissement de la température est de 11°,4. Le sulfate de soude et le chlorure de calcium anhydre, au contraire, produisent une élévation très-notable de température en se dissolvant dans l'eau.

Les sels renferment très-souvent de l'eau qui peut être partagée en trois portions : 1° l'eau que l'on pourrait appeler *libre*, placée entre les molécules intégrantes, qui n'influe en aucune manière sur leur transparence, et que l'on peut absorber facilement en pressant le cristal pulvérisé entre deux feuilles de papier joseph. 2° L'eau de *cristallisation,* qui fait quelquefois la moitié du poids du cristal, dont on peut le priver à la *température de* 100°, et à laquelle ce cristal doit sa transparence, puisqu'il suffit de la lui faire perdre pour le rendre opaque. 3° L'eau de combinaison, qui donne au sel des propriétés spéciales, qui presque toujours y remplit le rôle d'une base énergique, laquelle contiendrait comme elle un équivalent d'oxygène. On ne peut expulser cette eau pour les sulfate, par exemple, qu'à la température

de 204°,2 c.; elle n'entre dans la composition du sel que pour un équivalent: ainsi le sulfate de zinc pressé entre deux feuilles de papier joseph est formé d'un équivalent de sulfate de zinc anhydre, d'un équivalent d'eau de constitution, et de six équivalents d'eau de *cristallisation* Zn SO^3, HO, 6 HO; vient-on à le chauffer un peu au-dessus de 100°, il perd six équivalents d'eau; si, au contraire, on le combine avec du sulfate de potasse, celui-ci prend la place de l'équivalent d'eau de *constitution*, en sorte que le sel se trouve alors composé d'un équivalent de sulfate de zinc anhydre, d'un équivalent de sulfate de potasse, et de six équivalents d'eau de *cristallisation* Zn SO^3, KO SO^3, 6 HO (Graham, *Ann. de chim.*, septembre 1836).

Ajoutons qu'il est des sels qui ne peuvent pas exister sans eau. M. Wurtz a prouvé que l'on ne peut pas enlever l'eau aux phosphites et aux hypophosphites sans leur faire éprouver une décomposition complète; il en est de même, d'après M. Frémy, pour les sels composés de quelques *hydrates* d'oxydes et de potasse ou de soude; dès que l'on déshydrate les oxydes, les sels n'existent plus.

Pour l'*eau de cristallisation*, on peut dire qu'elle présente un rapport simple en équivalents avec les équivalents de l'acide et de la base qui entrent dans la composition du sel; elle suit *la loi des combinaisons à proportions définies*. La quantité d'eau de cristallisation varie dans un même sel, suivant la température à laquelle on l'a fait cristalliser; en général elle est d'autant plus abondante que cette température est plus basse: ainsi le sulfate de protoxyde de manganèse, que l'on a fait cristalliser au-dessous de + 6°, contient sept équivalents d'eau; si la température du liquide était entre + 6° et + 20°, il n'en renferme que six; si elle était entre + 20° et + 30°, il n'y a plus que quatre équivalents d'eau, un seul si le sel a été chauffé à 120°, et pas la moindre trace si l'on a soumis le sel cristallisé à 300°. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que les divers cristaux de ces sulfates de manganèse, à des degrés différents d'hydratation, présentent des formes cristallines *très-différentes* et *incompatibles*. La proportion d'*eau de cristallisation* contenue dans un même sel influe notablement aussi sur la constitution et sur l'ensemble de ses propriétés chimiques: ainsi le phosphate de soude cristallisé à une basse température a pour formule 2 Na O, HO, Ph O^5, 24 HO; *il est efflorescent;* si on l'a fait cristalliser à + 30° environ, il contient moins d'eau = 2 Na O, HO, Ph O^5, 16 HO; *il n'est plus efflorescent;* qu'on le chauffe à + 150°, il ne retient plus qu'un équivalent d'eau = 2 Na O, HO, Ph O^5; qu'on élève sa température jusqu'au rouge sombre, il perd le dernier équivalent d'eau et se trouve changé en *pyrophosphate*, sel *très-différent*

du phosphate; c'est qu'en effet on lui a fait perdre l'équivalent d'eau de *constitution* sans laquelle il ne saurait exister.

L'eau décompose certains sels qu'elle transforme en sels acides et en sels basiques; je citerai l'azotate neutre de bismuth, qui donne un azotate acide soluble et un azotate basique insoluble, et le stéarate neutre de potasse, qui fournit de la potasse soluble et du bistéarate insoluble; ces décompositions ont particulièrement lieu lorsque l'acide du sel est soluble, et que la base est insoluble et peu énergique, ou bien lorsque l'acide est insoluble et faible.

Action de la glace sur les sels solubles. Lorsqu'on mêle promptement, et dans des proportions convenables, de la glace pilée ou de la neige avec un sel soluble *cristallisé* ou peu *desséché*, le mélange devient liquide, et il se produit un froid plus ou moins considérable; d'où il suit qu'il y a eu du calorique absorbé aux corps environnants pour liquéfier les deux solides, phénomène qui ne peut dépendre que de l'affinité qui existe entre ces deux corps à l'état liquide. On peut, en mêlant trois parties de chlorure de calcium et une partie de neige, faire descendre le thermomètre jusqu'à 58°,33 — 0°; tandis que deux parties de neige et une partie de chlorure de sodium (sel commun) ne produisent qu'un froid de 20,55. Il est évident que le refroidissement sera d'autant plus considérable, toutes choses égales d'ailleurs, que le sel employé aura plus d'affinité pour l'eau (1).

Action du bioxyde d'hydrogène sur les sels. Les sulfates de potasse, de soude, de chaux, de baryte, de strontiane, d'ammoniaque et d'alumine; le sous-sulfate de bioxyde de mercure; les azotates de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de plomb et de bismuth; le phosphate de soude et le chlorate de potasse, sont sans action sur le bioxyde d'hydrogène. Les sulfates de manganèse, de zinc, de cuivre, de protoxyde de mercure et d'argent; le carbonate de soude, le carbonate de potasse, le chlorure de manganèse et le chlorhydrate d'ammoniaque, dégagent lentement l'oxygène de ce corps. L'iodure de baryum cristallisé, le polysulfure de potassium, le sulfure de fer et le kermès, le décomposent et absorbent la totalité ou une partie de son oxygène.

Action du gaz oxygène sur les sels. Les sels dont l'acide et l'oxyde

---

(1) On peut obtenir un froid de 19° c. en dissolvant dans 4 parties d'eau froide un sel préparé en Angleterre, et qui n'est qu'un mélange de 57 parties de chlorure de potassium, de 33 parties de chlorhydrate d'ammoniaque, et de 10 d'azotate de potasse (voy. *Sulfate de soude* et *Chlorhydrate d'ammoniaque*, pour des formules d'autres mélanges réfrigérants).

sont au *summum* d'oxydation n'éprouvent aucune altération de la part de cet agent; parmi ceux qui ne sont pas dans ce cas, il en est qui l'absorbent. L'oxygène de l'*air* atmosphérique agit de la même manière.

Action hygrométrique de l'air à la température ordinaire. Indépendamment de l'action dont je viens de parler, l'air en exerce une autre qu'il importe beaucoup de connaître. Les sels insolubles sont inaltérables à l'air. Parmi ceux qui sont solubles, il en est un certain nombre qui, étant placés dans l'air à l'état d'humidité ordinaire, attirent cette humidité et deviennent liquides; on les appelle *déliquescents;* il en est d'autres qui n'éprouvent point d'altération. Tous les sels solubles non déliquescents dans un air peu humide tombent en *deliquium* si l'air est chargé d'humidité. Enfin il existe un certain nombre de sels qui, étant exposés à l'air, perdent leur transparence, la totalité ou une partie de leur eau de cristallisation, et se transforment en une poudre blanche. La perte de l'eau a lieu promptement quand l'air est *sec;* elle est beaucoup plus considérable si on expose le sel dans le vide, sous une cloche, à côté d'une capsule renfermant de l'acide sulfurique concentré; ces sels, que l'on appelle improprement *efflorescents,* ont peu d'affinité pour l'eau, et n'ont presque pas de cohésion, ce qui explique leur grande solubilité (1). En général, les sels déliquescents et efflorescents contiennent une très-grande quantité d'eau de cristallisation.

Action du calorique sur les sels solides. Les sels *efflorescents* et ceux qui sont très-*déliquescents* fondent dans leur eau de cristallisation lorsqu'on les chauffe; on dit alors qu'ils éprouvent la fusion *aqueuse;* mais, comme cette eau ne tarde pas à être entièrement volatilisée, ils se dessèchent; si on continue à les chauffer, plusieurs d'entre eux sont de nouveau fondus par le feu. On désigne cette fusion sous le nom d'*ignée.* Plusieurs des sels qui ne sont ni efflorescents ni déliquescents dans un air peu humide *décrépitent,* pétillent, ou font entendre un bruit que l'on a attribué à la vaporisation de l'eau; mais il y a des sels qui décrépitent et qui ne contiennent pas d'eau: tels sont, par exemple, le sulfate de protoxyde de *potassium,* le sulfate de baryte, et le chlorure de sodium cristallisés. M. Baudrimont, s'appuyant sur ce que les sels dont je parle ne décrépitent pas s'ils ne sont pas cristallisés, attribue leur décrépitation à la séparation des lames externes des cristaux, qui, ayant

---

(1) Le sulfate de soude perd facilement toute son eau de cristallisation, même lorsqu'il est exposé à un air peu sec; le phosphate et le carbonate de soude retiennent des quantités variables d'eau, lors même qu'ils sont effleuris.

été échauffées et dilatées les premières, s'éloignent des parties voisines qui n'ont pas encore atteint la même température; cette séparation est facilitée par la propriété qu'ont ces lames de se *cliver* nettement. Il ajoute, pour combattre l'opinion de ceux qui ont pensé que la présence d'une certaine quantité d'eau était nécessaire pour qu'il y eût décrépitation, que les sels qui renferment de l'eau ou ses éléments ne décrépitent pas s'ils ne sont pas susceptibles de se cliver; tels sont le carbonate de soude, le sulfate de magnésie hydratés, etc. (Séance de l'Institut du 16 mai 1836.) Plusieurs des sels qui décrépitent sont susceptibles d'éprouver en outre la fusion ignée.

Il existe des sels qui peuvent être fortement chauffés sans se décomposer, et qui ne se volatilisent que très-difficilement; d'autres sont volatils et ne tardent pas à se sublimer; enfin d'autres se décomposent avant ou après avoir éprouvé l'une ou l'autre des fusions dont j'ai parlé.

Action du fluide électrique sur les sels. Tous les sels peuvent être décomposés par le courant du fluide électrique qui se produit dans la pile de Volta, pourvu qu'ils soient humides ou dissous; mais tous ne donnent pas les mêmes produits. — *Oxysels.* Quelquefois l'oxyde métallique est attiré par le pôle négatif, et l'acide par le pôle positif; que l'on verse dans un tube en U, une dissolution de sulfate de soude colorée en violet par du sirop de violettes, et mieux encore par l'eau de chaux rouge; que l'on plonge les deux pôles de la pile terminés par des fils de platine, dans les deux ouvertures du tube, la liqueur deviendra rouge dans la branche qui répond au pôle positif parce qu'elle aura reçu l'acide sulfurique, et verte dans l'autre branche où se sera transportée la soude.

Le plus souvent le métal seul se porte sur le pôle négatif, et l'oxygène et l'acide sur le pôle positif; dans ce cas, si le métal que l'on doit obtenir a de la tendance à s'amalgamer avec le mercure, on favorise singulièrement la décomposition du sel en le mettant en contact avec ce métal. Dans quelques circonstances, très-rares à la vérité, les acides et les bases sont décomposés; l'eau qui humectait les sels ou qui les tenait en dissolution est également décomposée; l'hydrogène est attiré par le pôle négatif et l'oxygène par le pôle positif.

Il n'est pas nécessaire, pour opérer la décomposition d'un sel par le *fluide électrique,* que les fils de la pile soient en contact avec le sel; ainsi, que l'on introduise une dissolution de sulfate de potasse (1) dans

(1) J'emploierai souvent les mots *chaux, baryte, strontiane, potasse* et *soude,* comme synonymes de protoxydes de calcium, de baryum, de strontium, de potassium et de sodium.

un vase; que l'on fasse communiquer ce liquide, à l'aide de deux fils d'amiante, avec de l'eau contenue dans deux tubes de verre placés aux parties latérales et à une certaine distance du vase où se trouve le sulfate de potasse; que l'on soumette l'eau des deux tubes à l'action de la pile de Volta, de manière qu'elle soit en contact, d'un côté avec le pôle positif, et de l'autre avec le pôle négatif, on observera au bout de quelque temps que cette dernière contient de la potasse, tandis que l'autre renferme de l'acide sulfurique. Pour que cette expérience réussisse, il faut que le niveau de l'eau dans les deux tubes soit au-dessus du niveau de la dissolution de sulfate de potasse.

Il n'est pas nécessaire, pour obtenir la décomposition des sels, d'employer des forces électriques énergiques; en effet, M. Becquerel père a trouvé: 1° qu'avec des forces peu intenses, *aidées d'affinités chimiques,* on peut produire les plus grands effets possibles de décomposition; 2° qu'il suffit pour décomposer, même des substances insolubles, d'employer simultanément les affinités et l'action des courants produits dans la réaction lente de deux corps l'un sur l'autre, sans intervention d'un pôle. *Premier mode de décomposition.* Le sulfate et le chlorure de fer, les chlorures de zirconium, de glucynium, de titane et de magnésium, ont été décomposés par des piles formées de *cinq* ou *six éléments,* faiblement chargées, et même d'*un seul* élément; les résultats ont été la séparation immédiate du fer, du zirconium, du glucynium, du titane et du magnésium, *que l'on a même pu faire cristalliser.*

Expérience. On prend un appareil semblable à celui qui sert à décomposer l'eau par la pile (voy. pl. 5, fig. 2), si ce n'est que l'une des petites cloches renversées, celle qui est en communication avec le fil négatif, est à moitié remplie d'une dissolution de sulfate de protoxyde de fer, tandis que la moitié inférieure contient de l'argile très-pure, légèrement humectée pour empêcher que la dissolution de sulfate de fer ne s'échappe; l'autre petite cloche renversée, celle qui communique avec le fil positif, renferme dans sa moitié supérieure une dissolution aqueuse de chlorure de sodium (sel commun) qui ne peut pas s'échapper non plus, parce que la moitié inférieure de la cloche est également occupée par de l'argile humectée. Aussitôt que la petite pile fonctionnne, l'eau est décomposée ainsi que le chlorure de sodium; l'hydrogène de l'eau et le sodium du chlorure se portent au pôle négatif, c'est-à-dire dans la cloche où se trouve le sulfate de protoxyde de fer; *une partie* de ce sel est décomposée par le sodium qui s'empare de l'oxygène du protoxyde de fer et de l'acide sulfurique pour former un sulfate double de soude et de fer; une autre partie de protoxyde de fer est décomposée par l'hydrogène qui s'u-

nit à l'oxygène, tandis que le fer métallique *est mis à nu*. On voit qu'ici la force électrique a été aidée par les affinités chimiques, surtout par celle de la soude pour l'acide sulfurique. Dans certaines circonstances, la décomposition est facilitée encore par l'addition d'un sel métallique, dont le métal, facilement réductible, a de l'affinité pour celui de l'oxyde que l'on veut réduire. (*Annales de chim. et de phys.*, décembre 1831.)

Second mode de décomposition. En renfermant dans un tube du sulfure noir de mercure un *solutum* de chlorure de sodium et une lame de cuivre, le sulfure se décompose lentement, et au bout de plusieurs années, il se dépose sur la lame des cristaux octaédriques de mercure combiné probablement avec un peu de cuivre (séance de l'Institut, du 29 mai 1837).

Galvanoplastie. Je décrirai tout ce qui se rapporte à la *galvanoplastie*, à l'*argenture*, à la *dorure* et au *platinage*, après avoir fait l'histoire de ces métaux (voy. *Platine*).

Action de la lumière. La *lumière* n'agit que sur quelques sels de la sixième et de la septième classe, dont elle change la couleur.

Action des corps simples non métalliques. Plusieurs d'entre eux peuvent décomposer un très-grand nombre de sels à l'aide de la chaleur; mais en général ils agissent peu sur leurs dissolutions.

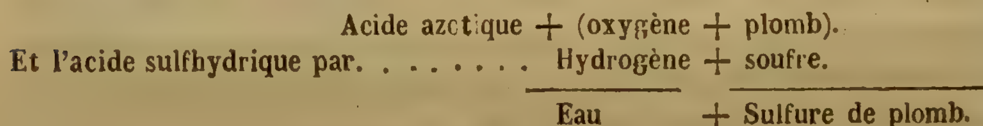
Action des acides hydratés sur les sels.— Oxysels. A. L'*acide est le même que celui qui existe dans le sel.* Il peut arriver que cet acide se combine avec le sel pour former un sel acide; ainsi les acides sulfurique et carbonique donneront, savoir : le premier du bisulfate de potasse avec du sulfate neutre, et le second du bicarbonate de potasse avec du carbonate de potasse neutre. Il peut se faire que l'acide identique se borne à dissoudre le sel sans se combiner avec lui.

Exemple : L'acide azotique et l'azotate de potasse.

B. L'*acide n'est pas le même que celui qui existe dans le sel.* Les oxysels, dans ce cas, peuvent être décomposés, par certains acides, à des températures variables. 1° Tantôt l'acide s'empare en totalité de l'oxyde métallique et forme un nouveau sel; alors l'acide du sel décomposé se dégage à l'état de *gaz*, ou reste *dissous*, ou se *précipite*, suivant qu'il est gazeux, liquide ou solide, et qu'il est plus ou moins soluble dans l'eau. *Exemples :* Les carbonates solubles donnent du *gaz* acide carbonique avec les acides sulfurique, chlorhydrique, etc. Les azotates dissous dans l'eau fournissent avec l'acide sulfurique de l'acide azotique qui reste en *dissolution*. Les borates dissous laissent *précipiter* l'acide borique quand on les décompose par l'acide sulfurique, si la dissolution du borate est concentrée.

2° Tantôt l'acide décomposant ne s'empare que d'une portion d'oxyde; alors on obtient deux sels. MM. Henry et Soubeiran, après avoir étudié l'action de l'acide sulfurique sur le phosphate de soude, sur l'azotate de potasse, etc.; celle des acides chlorhydrique et phosphorique sur le sulfate de soude, ont conclu : 1° qu'un acide ajouté à la solution d'un sel s'empare toujours d'une partie de sa base, quelle que soit d'ailleurs l'énergie chimique des deux acides; 2° que la décomposition du sel peut être complète, si l'acide décomposant est en assez grand excès; 3° que dans les réactions de ce genre il se fait toujours des sels en proportions définies, et que les acides *hors de combinaison* existent en même temps dans la liqueur, et s'empêchent mutuellement d'agir; 4° que les quantités d'acide qui peuvent se contrebalancer ne sont pas toujours dans un même rapport, que leurs proportions relatives sont variables avec les circonstances sous l'influence desquelles on a opéré; 5° enfin que la décomposition d'un sel par un acide, quand tous les produits restent en dissolution, ne s'écarte pas des lois ordinaires des combinaisons (*Journ. de pharm*, t. XI, p. 430).

Tantôt enfin il y a décomposition de l'acide décomposant et de l'oxyde du sel; c'est ce qui arrive lorsqu'on verse des acides sulfhydrique, chlorhydrique, iodhydrique, bromhydrique, etc., dans certaines dissolutions salines. Pour éclaircir ce dernier fait, je suppose que l'on verse de l'acide sulfhydrique dans une dissolution d'azotate de protoxyde de plomb; on peut représenter ce sel par



Un équivalent d'hydrogène de l'acide sulfhydrique forme de l'eau avec un équivalent d'oxygène du protoxyde de plomb, tandis qu'un équivalent de soufre s'unit avec un équivalent de plomb et donne naissance à un sulfure insoluble.

Quand un acide peut former avec la base d'un sel soluble dans l'eau un sel insoluble, le sel soluble est décomposé. Exemple : L'acide sulfurique, versé dans un sel soluble de baryte ou de plomb, donne naissance à des sulfates de baryte ou de plomb insolubles.

Souvent les sels sont décomposés par les acides, quand ceux-ci sont moins volatils que les acides de ces sels. Exemples : 1° L'acide sulfurique, beaucoup moins volatil que les acides carbonique et azotique, chasse l'acide carbonique des carbonates, et l'acide azotique des azotates. L'acide

azotique, moins volatil que l'acide carbonique, dégage ce dernier acide des carbonates; toutefois cette règle soufre des exceptions : ainsi l'acide sulfurique, beaucoup moins volatil que les acides borique, phosphorique et silicique, enlève les bases aux borates, aux phosphates et aux silicates à une température peu élevée. 2° Les acides borique, phosphorique et silicique, beaucoup plus fixes que l'acide sulfurique, enlèvent l'acide sulfurique aux sulfates à une température élevée.

Quand un acide faible, gazeux et peu soluble dans l'eau, agit sur un sel dont l'acide est également faible, gazeux et peu soluble dans l'eau, et que l'affinité de ces deux acides est à peu près la même pour les bases, *l'acide qui est en plus forte proportion chasse l'autre. Exemple :* L'acide sulfhydrique gazeux, employé en assez *grande quantité,* chasse l'acide carbonique des carbonates de potasse et de soude, tandis que l'acide carbonique, s'il est en assez grande proportion, chasse l'acide sulfhydrique qui se forme à mesure qu'il arrive dans une dissolution aqueuse de sulfure de potassium ou de sodium. On trouve ici l'influence des masses dont j'ai parlé à la page 7.

Le véhicule dans lequel sont dissous les sels exerce une grande influence sur la faculté décomposante des acides : ainsi le carbonate de potasse *dissous dans l'eau* est instantanément décomposé par l'acide acétique qui en expulse l'acide carbonique, tandis que l'acétate de potasse *dissous dans l'alcool* est décomposé par l'acide carbonique, qui met l'acide acétique à nu; ici la décomposition est due à ce que le carbonate de potasse formé est insoluble dans l'alcool.

L'acide *sulfurique hydraté,* à la température *ordinaire* ou à une température peu élevée, lors même qu'il est employé en petite quantité, décompose en totalité ou en partie tous les *oxysels,* excepté les sulfates. Si l'acide était *anhydre,* il arriverait qu'en agissant sur certains sels également anhydres, il se combinerait avec eux sans les décomposer (Rose).

Sels haloïdes. Les sulfures, les séléniures, les chlorures, les bromures, les iodures, les fluorures et les cyanures, sont également décomposés par plusieurs acides; les produits sont trop différents pour pouvoir être décrits d'une manière générale.

Presque tous les sels insolubles dans l'eau peuvent se dissoudre dans les acides azotique, chlorhydrique, etc.; cependant, dans beaucoup de cas, la dissolution ne s'opère que parce qu'il y a décomposition du sel. Je citerai deux exemples pour éclaircir ce fait : le carbonate de chaux ne se dissout dans l'acide azotique qu'après avoir été décomposé et

transformé en azotate de chaux soluble; le phosphate de chaux se dissout dans l'acide azotique sans avoir été décomposé.

Action des métaux sur les sels qui ont été desséchés. Cette action est trop variée pour pouvoir être détaillée dans les généralités. Si le métal et le sel appartiennent à l'une des six dernières classes, et que le sel soit en dissolution, il arrive souvent qu'il est décomposé, par exemple lorsque le métal dont on se sert n'a pas beaucoup de cohésion, et qu'il a plus d'affinité pour l'oxygène et pour l'acide que n'en a celui qui entre dans la composition du sel : alors le métal de la dissolution est précipité, et le métal précipitant fournit avec l'oxygène et avec l'acide un nouveau sel métallique. Tantôt le métal précipité se dépose seul sous forme d'une poudre terne ou de cristaux brillants; tantôt il s'unit au métal précipitant, et produit quelquefois des cristallisations métalliques plus ou moins belles; tantôt enfin il se combine avec l'hydrogène de l'eau de la dissolution ou avec l'oxygène de l'acide. Je reviendrai sur ces divers phénomènes en faisant l'histoire particulière des sels.

Il arrive aussi que lorsqu'un métal qui n'a pas la propriété de décomposer une dissolution métallique est mis en contact avec un autre métal, il se produit une petite pile qui décompose de suite le sel et en précipite le métal.

Action des oxydes métalliques ou des bases.—Oxysels. Ces sels peuvent être décomposés par certains oxydes à des températures variables; tantôt l'oxyde décomposant s'empare en totalité de l'acide, et il en résulte un nouveau sel : alors l'oxyde ou la base du sel décomposé se précipite ou reste en dissolution, ou se volatilise.

Exemples : 1° Le sulfate de bioxyde de cuivre est décomposé par la potasse ou la soude (protoxydes de potassium ou de sodium hydratés); le bioxyde de cuivre est précipité, et il reste en dissolution du sulfate de potasse ou de soude; 2° le sulfate de potasse est décomposé par l'eau de baryte; il se précipite du sulfate de baryte très-insoluble, et la potasse reste en dissolution ; 3° le sulfate ou l'azotate d'ammoniaque sont décomposés par la potasse, avec production de sulfate ou d'azotate de potasse, et dégagement de gaz ammoniac.

Quelquefois la base décomposante ne sépare qu'une partie de la base du sel, et il se forme un *sel double* ou à double oxyde (1) : ainsi, quand

---

(1) Voyez, pour les sels doubles qui peuvent être obtenus par voie sèche, le mémoire de M. Berthier, dans le cahier de juillet 1828 des *Annales de chimie et de physique*.

on verse de l'ammoniaque dans du sulfate de magnésie, on ne précipite qu'une partie de la magnésie, et il s'est formé du sulfate ammoniaco-magnésien *soluble.* Il est des cas où l'oxyde décomposant dissout la totalité de la base du sel, et donne alors naissance à un sel double; le sulfate d'alumine traité par la potasse laisse d'abord précipiter l'alumine, qu'un excès de potasse redissout pour former du sulfate d'alumine et de potasse.

Il n'existe pas un seul oxyde qui décompose tous les sels; mais les *protoxydes de potassium et de sodium hydratés* (potasse et soude) peuvent décomposer tous ceux des six dernières classes, et la plupart de ceux de la première.

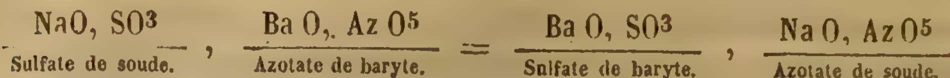
Presque tous les sels *haloïdes* sont également décomposés par ces oxydes qui cèdent leur oxygène au métal du sel, tandis que le corps *halogène* (chlore, brome, etc.) s'unit au métal de l'oxyde décomposant : ainsi, en versant de la potasse dans une dissolution de bichlorure de mercure, l'oxygène de la potasse forme, avec le mercure, du bioxyde de mercure qui se précipite et du chlorure de potassium soluble.

Action de l'ammoniaque sur les sels. L'ammoniaque décompose en totalité ou en partie les *oxysels* formés par les métaux des six dernières classes; elle s'empare de l'acide avec lequel elle forme un sel soluble, tandis que l'oxyde métallique est précipité; souvent cet oxyde est redissous par un excès d'ammoniaque, et il se produit alors, le plus ordinairement, un sel double soluble; quelquefois aussi on obtient un sel double insoluble. La plupart des sels *haloïdes* sont également décomposés par l'ammoniaque.

Cependant, lorsque les sels et l'ammoniaque sont secs, ils peuvent se combiner et former des composés dans lesquels l'ammoniaque remplit les mêmes fonctions qu'une quantité d'eau qui lui serait équivalente (Rose).

Action des sels solubles les uns sur les autres par la voie humide. Toutes les fois qu'on met ensemble deux sels dissous, et que ces sels renferment les éléments capables de donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble, ou bien à deux sels insolubles, leur décomposition a nécessairement lieu, à moins qu'il ne puisse se former un sel double. Cette loi, dont on doit la découverte à Berthollet, est de la plus haute importance; l'art de formuler peut en tirer de grands avantages : ainsi l'on se gardera bien de prescrire ensemble de l'*azotate de baryte* et un *sulfate* soluble, par exemple celui de *soude,* car les deux sels seraient décomposés et

transformés en *sulfate de baryte* insoluble, et en *azotate* de soude soluble.



$$\underbrace{NaO, SO^3}_{\text{Sulfate de soude.}}, \underbrace{BaO, AzO^5}_{\text{Azotate de baryte.}} = \underbrace{BaO, SO^3}_{\text{Sulfate de baryte.}}, \underbrace{NaO, AzO^5}_{\text{Azotate de soude.}}$$

La même décomposition aurait lieu si l'on prescrivait à la fois l'*acétate de plomb* (sel de saturne) et un sulfate soluble, car il se formerait du sulfate de plomb insoluble et un acétate soluble de la base du sulfate, ou bien l'azotate d'*argent* et un *chlorure* soluble, par exemple celui de *potassium :* on obtiendrait, dans ce dernier cas, du chlorure d'argent insoluble et de l'azotate de potasse soluble; évidemment l'oxygène de l'oxyde d'argent se serait porté sur le potassium du chlorure de ce métal.

Si les deux sels *solubles* que l'on a mêlés ne sont pas de nature à pouvoir donner un sel *soluble* et un sel *insoluble,* la dissolution n'est pas troublée; il peut même arriver qu'il n'y ait aucune décomposition. Si l'on évapore la liqueur, il se forme des cristaux, ou il se dépose un précipité; et si on continue à évaporer, on obtient encore des cristaux qui peuvent être d'une autre nature que les premiers: la même chose a lieu si on pousse encore plus loin l'évaporation. Dans ces cas, les deux sels peuvent finir par se décomposer : ainsi, par exemple, que l'on mêle parties égales de *sulfate de potasse* et de chlorure de *magnésium* en dissolution, la liqueur ne se trouble pas ; si l'on fait évaporer, il se déposera d'abord des cristaux de sulfate de potasse; en continuant l'évaporation, on obtiendra du chlorure de potassium, du sulfate de potasse, et du sulfate de potasse et de magnésie; enfin, si l'on continue à faire évaporer, il se formera du chlorure de potassium et du sulfate de magnésie, et l'eau mère contiendra un peu de chacun de ces sels. Ce fait et une multitude d'autres que je passe sous silence me permettent d'affirmer que les phénomènes que présentent les deux sels solubles, dans ce cas particulier, varient suivant la température, la concentration de la liqueur, les proportions dans lesquelles les sels sont mêlés, et l'action qu'ils exercent les uns sur les autres. Dès lors on peut conclure que *toutes les fois que deux sels solubles* sont mis en contact, et que de l'échange réciproque de leurs bases et de leurs acides il peut en résulter *un sel moins soluble que les deux préexistants, une double décomposition s'effectue.*

Je ne saurais assez insister sur l'importance de cette loi : on voit que lorsqu'il existe dans une dissolution à la fois des acides et des bases,

il est presque toujours impossible de décider de quelle manière ils sont combinés. Supposons qu'il soit démontré par l'analyse qu'elle renferme autant d'acides sulfurique et chlorhydrique qu'il en faut pour saturer la soude et la magnésie qu'elle contient, les sels dissous sont-ils composés de *chlorure de sodium* et de *sulfate de magnésie*, ou bien de *chlorure de magnésium* et de *sulfate de soude*, ou bien enfin de *chlorures de sodium* et *de magnésium*, et de *sulfates de soude et de magnésie?* Cherchera-t-on à résoudre le problème en faisant cristalliser les sels, et en déterminant l'ordre dans lequel ils se déposent successivement? Mais cet ordre est déterminé uniquement par la moindre solubilité dans les circonstances de température à laquelle on opère, et l'on peut admettre que le sel le moins soluble se forme au moment même où il cristallise. On prouve cette assertion en faisant évaporer la dissolution dont il s'agit à 0° et au-dessus de 15° : dans le premier cas, il se dépose du *sulfate de soude*, et il reste dans la liqueur du *chlorure de magnésium* beaucoup plus soluble à cette température; dans le second cas, presque la totalité du *chlorure de sodium* se dépose, et il reste dans la liqueur du *sulfate de magnésie* mélangé d'une petite quantité de *chlorure de sodium.* On prévoit déjà l'embarras que doivent éprouver les chimistes, à raison de ces faits, lorsqu'ils se livrent à l'analyse d'une eau minérale.

Action des sels solubles sur les sels insolubles. Toutes les fois qu'un sel soluble et un sel insoluble renferment les éléments propres à donner naissance à deux sels insolubles, la décomposition est forcée.

Tous les sels insolubles récemment précipités, ou réduits en poudre impalpable, sont *en partie* décomposés par les *bicarbonates* ou les carbonates de potasse ou de soude dissous dans l'eau, et employés en excès, pourvu qu'on fasse bouillir le mélange pendant une heure : ainsi le *sulfate de baryte*, sel très-insoluble, sera décomposé par le *carbonate de potasse*, et il en résultera du carbonate de baryte insoluble et du sulfate de potasse soluble; mais on ne pourra jamais décomposer la *totalité* du sulfate de baryte employé.

Action des sels les uns sur les autres par la voie sèche. Lorsque deux sels de genres différents et de bases différentes sont exposés à une chaleur insuffisante pour décomposer leur acide ou leur base, *il y aura décomposition*, si l'acide de l'un peut former avec la base de l'autre un sel *plus volatil* ou *plus fusible* que ceux qui existent : ainsi, par exemple, le chlorhydrate d'ammoniaque et le carbonate de chaux se transforment, à une température élevée, en carbonate d'ammoniaque volatil, et en chlorure de calcium fixe. Cette décomposition est d'autant plus remar-

quable, qu'en opérant à froid avec deux dissolutions de carbonate d'ammoniaque et de chlorure de calcium, on eût obtenu du carbonate de chaux et du chlorhydrate d'ammoniaque, c'est-à-dire un résultat inverse du précédent; dans ce dernier cas, la décomposition eût été surtout déterminée par l'insolubilité du carbonate de chaux.

Comme exemple de décomposition, en cas de grande différence de fusibilité, je citerai le chlorure de calcium et le sulfate de baryte, lesquels, étant chauffés au rouge, donnent du sulfate de chaux et du chlorure de baryum *plus fusible* que le chlorure de calcium.

Composition. J'ai dit, à la p. 298, quelles sont les lois qui président à la constitution des sels; j'ai démontré, en outre, qu'il existe un rapport simple entre l'oxygène de l'acide et celui de la base, rapport qui est invariable dans un même genre de sel : ainsi il est de 3 : 1 dans les sulfates neutres, de 5 : 1 dans les azotates, les chlorates, etc.

Ces données ont conduit Berzelius à formuler la loi suivante : *deux corps oxydés se combinent toujours l'un avec l'autre dans des proportions telles, que la quantité d'oxygène contenue dans l'un soit un* multiple *par un nombre entier* (on considère 1 $\frac{1}{2}$ comme un nombre entier) *de celle qui se trouve dans l'autre corps oxydé.* L'application de cette loi à la composition des *oxysels* n'a pas tardé à faire voir que les acides qui, dans leurs combinaisons *neutres,* contiennent trois fois autant d'oxygène que la base, comme les sulfates, *prennent rarement deux fois, et ne prennent jamais quatre fois* autant de base qu'il y en a dans le sel neutre : au contraire, les acides qui renferment deux ou quatre fois autant d'oxygène que la base qui les *neutralise ne se combinent pas,* dans les sels basiques, avec *une fois et demie ou trois fois* autant de base que le sel neutre, mais avec *deux, quatre* ou *huit fois* autant.

Les détails dans lesquels je viens d'entrer rendent parfaitement raison d'un fait important relatif au mélange de deux sels neutres. *Lorsqu'on mêle deux sels neutres dissous dans l'eau, ils conservent leur neutralité, même quand ils se décomposent;* en effet, il résulte de ce qui précède qu'un acide a pour toutes les bases la même capacité de saturation, ou, ce qui revient au même, *que les quantités de différentes bases qui saturent un poids donné d'un même acide doivent toujours contenir la même proportion d'oxygène.*

Cette loi, découverte par Wenzel en 1777, peut être démontrée par les deux faits suivants : 1° pour saturer par différentes bases une quantité d'acide sulfurique *constante* et représentée par 500, c'est-à-dire pour former des sels *neutres* avec cette proportion d'acide, il faut employer les *quantités* ci-après des bases suivantes :

350,0 de	protoxyde	de calcium (chaux).
251,3 de	id.	de magnésium (magnésie).
387,2 de	id.	de sodium (soude).
590,0 de	id.	de potassium (potasse).
958,0 de	id.	de baryum (baryte).
1394,5 de	id.	de plomb.

D'un autre côté, si l'on cherche à connaître la quantité des divers acides nécessaire pour saturer, c'est-à-dire pour former un sel neutre avec 350 de chaux, 251,3 de magnésie, 387,2 de soude, etc., on voit qu'il faudra employer

675,0 d'acide azotique.	275,0 d'acide carbonique.
400,0 d'acide sulfureux.	943,2 d'acide chlorique.
500,0 d'acide sulfurique.	1143,2 d'acide perchlorique.
900,0 d'acide hyposulfurique.	

Ne voit-on pas, à la simple inspection de ces tableaux, que si l'on décompose du sulfate de soude *neutre* par de l'azotate de *baryte également neutre*, on devra nécessairement obtenir du sulfate de baryte insoluble *neutre* et de l'azotate de soude soluble, également *neutre*. En effet,

Acide sulfurique.	=	500,0	Sel neutre.
Soude.	=	387,2	
Acide azotique.	=	675,0	Sel neutre.
Baryte.	=	958,0	

Par suite de la double décomposition, on obtient

Acide sulfurique.	=	500,0	Sel neutre.
Baryte.	=	958,0	
Acide azotique.	=	675,0	Sel neutre.
Soude.	=	387,2	

En d'autres termes, on peut dire que les quantités d'acides propres à neutraliser le même poids d'une base neutralisent également le même poids de toute autre base. Admettons, ce qui est réel, que 100 parties d'acide sulfurique exigent, pour former du sulfate *neutre* de potasse, 118 de protoxyde de potassium, dans lesquels il entre 20 p. d'oxygène (118 de ce protoxyde contiennent en effet 98 de potassium et 20 d'oxygène), 100 p. d'acide sulfurique de tout autre sulfate neutre satureront une quantité de base dans laquelle il y aura 20 parties d'oxygène. L'ex-

périence prouve, d'un autre côté, que dans l'*azotate neutre de baryte* 100 parties d'acide azotique sont combinées avec une quantité de baryte qui contient 14,81 p. d'oxygène, et qu'il en est de même de tous les autres azotates neutres. Si on vient à mêler ces deux sels en proportions convenables, il se formera du sulfate *neutre* de baryte insoluble, et de l'azotate *neutre* de potasse soluble, et il ne pourra pas ne pas se produire deux sels neutres. Voici quelles sont ces proportions :

218 de sulfate de potasse.	Acide	100	une proportion.	118 de potasse contiennent 20 d'oxygène.
	Potasse	118	id.	
326,6 d'azotate de baryte.	Acide	135	une proportion.	191,6 de baryte renferment 20 d'oxygène.
	Baryte	191,6	id.	

Les résultats sont :

291,6 de sulfate de baryte.	Acide	100	une proportion.	191,6 de baryte renferment 20 d'oxygène.
	Baryte	191,6	id.	
253 d'azotate de potasse.	Acide	135	une proportion.	118 de potasse contiennent 20 d'oxygène.
	Potasse	118	id.	

On voit qu'après la décomposition mutuelle des deux sels, l'oxyde contenu dans le sulfate de baryte contient 20 d'oxygène, comme dans le sulfate de potasse, ou que toujours les quantités d'oxygène renfermé dans les bases sont proportionnelles aux quantités des sels que l'on emploie, quelle que soit leur espèce, pourvu qu'ils soient au même degré de saturation.

Dès l'année 1792, Richter avait établi la loi suivante : *Pour les sels d'un même genre, il existe un rapport constant entre* la quantité d'acide *et la quantité d'oxygène de la base :* ainsi 500 d'acide sulfurique forment avec 490 p. de potassium et 100 d'oxygène du sulfate neutre de potasse, avec 858 p. de baryum et 100 d'oxygène du sulfate neutre de baryte, avec 287,2 de sodium et 100 d'oxygène du sulfate neutre de soude, etc. 675 parties d'acide azotique produisent avec 490 p. de potassium et 100 d'oxygène de l'azotate neutre de potasse, avec 858 de baryum et 100 d'oxygène de l'azotate neutre de baryte, avec 287,2 de sodium et 100 d'oxygène de l'azotate neutre de soude. On voit que la quantité d'oxygène est toujours égale à 100, soit pour 500 d'acide sulfurique, soit pour 675 d'acide azotique.

Il devait découler de ceci que *lorsqu'on plonge dans une dissolution d'un sel neutre* un métal *susceptible de précipiter tout le métal du sel, en formant un nouveau sel, celui-ci doit être neutre :* ainsi le sulfate d'ar-

gent *neutre* est complétement décomposé par une lame de cuivre, qui en précipite tout l'argent; le sulfate de cuivre produit sera également *neutre*. En effet,

$$\frac{500}{\text{A. sulfurique.}},\ \frac{100}{\text{Oxygène.}},\ \frac{1350}{\text{Argent.}}\ \text{forment}\ \frac{1950}{\text{Sulfate de protoxyde d'argent.}}$$

et d'un autre côté,

$$\underbrace{\frac{\text{A. sulfuriq.}}{500},\ \frac{\text{Oxygène.}}{100},\ \frac{\text{Argent.}}{1350}}_{\text{Sulfate de protoxyde d'argent.}},\ \frac{\text{Cuivre.}}{395{,}6} = \frac{\text{Argent.}}{1350},\ \frac{\text{Sulfate de bioxyde de cuivre.}}{\text{500 d'ac., 100 d'oxyg., 395,6 de cuivre.}}$$

On voit que le sulfate d'argent *neutre* contient pour 500 d'acide *cent* d'oxygène et 1350 de métal, tout comme le sulfate de bioxyde de cuivre renferme pour 500 d'acide *cent* d'oxygène et 395,6 de cuivre; c'est exactement ce que dit la loi de Richter.

Préparation des sels. On connaît plusieurs procédés à l'aide desquels on peut obtenir des sels: 1° on met les oxydes en contact avec les acides, après les avoir réduits en poudre fine, ou mieux encore lorsqu'ils sont récemment précipités et à l'état d'hydrate; la combinaison a lieu tantôt avec dégagement de calorique, tantôt sans aucun phénomène sensible; dans certains cas, on ne peut l'opérer qu'en élevant un peu la température, mais le plus souvent elle se fait très-bien à froid: on peut se procurer tous les sels par ce procédé. 2° On les obtient aussi presque tous en substituant aux oxydes leurs carbonates: dans ce cas, il y a effervescence. 3° Presque tous les sels insolubles peuvent être préparés par la voie des doubles décompositions: ainsi le sulfate de baryte insoluble peut être obtenu au moyen du sulfate de potasse et de l'azotate de baryte, sels qui se décomposent mutuellement, parce qu'ils peuvent donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble. Il suffit, pour réussir dans la préparation de ces sels, de prendre une dissolution saline dont l'acide soit le même que celui du sel insoluble que l'on veut avoir, et de la verser dans une autre dissolution saline dont l'oxyde soit aussi le même que celui du sel insoluble que l'on cherche à obtenir, pourvu toutefois que les deux dissolutions puissent donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble: ainsi, dans l'exemple que j'ai choisi, pour avoir le *sulfate de baryte* insoluble, on emploie deux dissolutions, dont l'une renferme l'*acide sulfurique,* et l'autre la *baryte*; si l'on voulait préparer du *phosphate de chaux* insoluble, on prendrait une dissolution de *phosphate de potasse ou de soude,* et une autre d'*azotate de chaux,* etc. En

général, il faut que les dissolutions salines soient dans un état convenable de concentration. 4° Plusieurs sels peuvent être obtenus en faisant agir les métaux sur les acides concentrés : il y a décomposition d'une partie de l'acide, oxydation du métal, et combinaison de l'oxyde avec l'acide non décomposé : *exemple,* acide sulfurique concentré et mercure ; il y a des cas où il faut élever la température ; d'autres, au contraire, où le sel se forme à froid. 5° On peut préparer un assez grand nombre de sels en mettant les métaux en contact avec les acides affaiblis : l'eau est décomposée, le métal oxydé se combine avec l'acide, et il se dégage du gaz hydrogène : *exemple,* le fer et l'acide sulfurique étendu d'eau. 6° Les sous-sels insolubles s'obtiennent en versant dans la dissolution du sel une certaine quantité de potasse, de soude ou d'ammoniaque, qui ne saturent qu'une partie de l'acide et en précipitent le sous-sel ; on les lave à grande eau. Il y a encore quelques autres procédés dont j'omets de parler, parce qu'ils sont particuliers à certaines espèces de sels. Les *sels doubles* s'obtiennent : 1° en mêlant les sels simples qui les composent : ainsi le sulfate ammoniaco-magnésien se produit lorsqu'on mêle du sulfate d'ammoniaque avec du sulfate de magnésie ; 2° en ajoutant à l'un des sels simples qui entrent dans la composition du sel double la base qui lui manque : ainsi le même sel double peut être obtenu en versant de l'ammoniaque dans une dissolution de sulfate de magnésie.

Purification des sels.—A. *Sels solubles et cristallisables.* Ordinairement on purifie ces sels par des cristallisations successives ; mais il arrive souvent qu'ils retiennent une si grande quantité d'eau mère, qu'il faut, pour les dépouiller entièrement des matières étrangères, recourir à de nombreuses évaporations et cristallisations. Gay-Lussac propose d'employer le procédé suivant, applicable à un très-grand nombre de sels, mais surtout au *carbonate de soude.* On fait dissoudre à chaud le sel cristallisé et impur ; pendant que le liquide se refroidit, on l'agite sans cesse avec une spatule, pour en troubler la cristallisation et n'obtenir que des cristaux arénacés ; on peut accélérer le refroidissement en tenant plongé dans l'eau froide le vase qui contient la dissolution saline. Il arrive quelquefois que, quoique très-refroidie, la dissolution ne cristallise pas, et que tout à coup la cristallisation se détermine : c'est dans ce moment surtout qu'il importe d'agiter très-rapidement pour empêcher l'agglomération des cristaux. On peut prévenir ce long retard de cristallisation en projetant dans la dissolution une pincée de cristaux, au moment où elle commence à être sursaturée ; on remplit de ces cristaux un entonnoir, dans le bec duquel on aura mis un peu d'étoupe ou de coton pour les retenir ; on les laisse d'abord égoutter, puis on les arrose avec de

petites quantités d'eau distillée, attendant pour chaque nouvel arrosage que le précédent se soit écoulé; lorsque les réactifs propres à découvrir les sels qui accompagnent ordinairement celui que l'on cherche à obtenir ne décèlent plus de traces de ces sels étrangers, on cesse les lavages. L'eau mère et les eaux de lavage peuvent être évaporées et traitées comme il vient d'être dit. L'efficacité de ce procédé est fondée sur l'extrême facilité avec laquelle se laissent pénétrer par l'eau et bien laver les cristaux sableux, tels qu'ils sont obtenus par une cristallisation troublée (*Annales de chimie,* février 1834).

B. *Sels insolubles.* On doit les laver à grande eau et à plusieurs reprises, jusqu'à ce que les liquides décantés et filtrés ne se troublent plus par les réactifs propres à déceler les sels solubles qu'ils doivent contenir.

Après avoir examiné l'action des divers agents étudiés jusqu'ici sur les sels en général, je dois faire connaître la marche que je me propose de suivre dans leur histoire particulière. On a remarqué depuis longtemps que les sels formés par un même acide jouissent d'un certain nombre de propriétés communes, et peuvent former un groupe plus ou moins naturel auquel on a donné le nom de *genre.* Je vais exposer succinctement les caractères de chacun de ces groupes avant de parler des sels en particulier.

CARACTÈRES DU GENRE HYPOSULFITE.

Les hyposulfites sont décomposés par le *feu ;* ceux de la première classe sont transformés en sulfates et en sulfures. Ils sont tous solubles dans l'*eau,* excepté ceux d'argent et de plomb; ceux-ci se dissolvent dans l'acide sulfureux. L'*air* ne les transforme pas en sulfates. *Ils sont décomposés par les acides* susceptibles de décomposer les sulfites; il se dégage du gaz *acide sulfureux,* il se dépose du *soufre,* et il se forme un nouveau sel.

Les hyposulfites de la première classe cristallisent; ceux de la troisième et quelques-uns de ceux de la deuxième se détruisent quand on les concentre, et donnent un équivalent de sulfure et un équivalent d'hyposulfate monosulfuré, comme l'exprime l'équation suivante :



$$\underbrace{2\,MO,\,S^2\,O^2}_{\text{Hyposulfite.}} = \underbrace{MS}_{\text{Sulfure.}} , \underbrace{MO,\,S^3\,O^5}_{\text{Hyposulfate monosulfuré.}}$$

Mais l'hyposulfate *monosulfuré,* étant peu stable, se détruit aussitôt

après sa formation, et fournit du soufre, de l'acide sulfureux et du sulfate.

L'*iode* est absorbé par les hyposulfites, sans changement de l'état de neutralité des liqueurs ; il ne se dégage pas d'acide sulfureux, et il ne se dépose pas de soufre, mais il se forme de l'acide hyposulfurique bisulfuré et un iodure métallique.



$$\underbrace{2\,MO,\ S^2\,O^2}_{\text{Hyposulfite.}},\ \underbrace{I}_{\text{Iode.}} = \underbrace{MI}_{\text{Iodure.}},\ \underbrace{MO,\ S^4\,O^5}_{\text{Hyposulfate bisulfuré.}}$$

Le *chlore*, l'acide *azotique* très-concentré, et les *hypochlorites*, font passer à l'état d'acide sulfurique tout le soufre des hyposulfites.

Les hyposulfites précipitent l'azotate d'argent en *blanc* (hyposulfite d'argent) ; bientôt après ce précipité devient *noir*, parce qu'il se forme du sulfure d'argent.



$$\underbrace{AgO,\ Az\,O^5}_{\text{Azotate d'arg.}},\ \underbrace{MO,\ S^2\,O^2}_{\text{Hyposulfite.}} = \underbrace{MO,\ SO^3}_{\text{Sulfate de la base de l'hyposulf.}},\ \underbrace{Ag\,S}_{\text{Sulf. d'arg.}},\ \underbrace{Az\,O^5}_{\text{A. azotiq.}}$$

Composition. Ils sont formés d'un équivalent d'oxyde et d'un d'acide hyposulfureux $= MO,\ S^2\,O^2$.

Préparation. On obtient ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, en faisant bouillir les sulfites simples avec de l'eau et du soufre divisé ; ou bien, comme pour les sulfites simples, en faisant arriver le gaz acide sulfureux dans ces bases dissoutes et mêlées avec du soufre. On prépare ceux de baryte et de strontiane en mettant les sulfures de baryum et de strontium dans l'eau. Enfin ceux de zinc et de fer sont le résultat de l'action directe de l'acide sulfureux sur les métaux.

CARACTÈRES DES GENRES DE LA SÉRIE THIONIQUE.

Ces genres sont les hyposultates, les hyposulfates monosulfurés, bisulfurés et trisulfurés.

Hyposulfates (*dithionates*) $= MO,\ S^2\,O^5$. Ils sont tous solubles dans l'eau et en général facilement cristallisables ; mêlés avec l'acide sulfurique, ils ne donnent de l'acide *sulfureux* qu'autant que le mélange s'échauffe de lui-même, ou qu'on l'expose à l'action de la chaleur ; il ne se *précipite point de soufre,* mais il se forme de l'acide sulfurique



$$S^2\,O^5 = SO^2,\ SO^3.$$

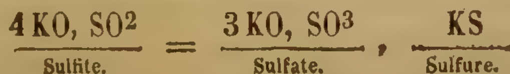
Ils laissent dégager beaucoup d'acide sulfureux à une température élevée, et sont convertis en sulfates neutres. Ils ne sont pas précipités par les *sels de baryte*. Le *chlore* ne les altère pas.

Composition. Dans les hyposulfates neutres, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à celle de l'acide comme 1 : 5.

Hyposulfates monosulfurés (*trithionates*) = MO, S^3 O^5. *Hyposulfates bisulfurés* (*tétrathionates*) = MO, S^4 O^5. *Hyposulfates trisulfurés* (*pentathionates*) = MO, S^5 O^5. Ces sels ne sont pas faciles à caractériser, et l'on ne peut les reconnaître d'une manière certaine qu'en les soumettant à l'analyse. On peut dire toutefois qu'étant traités par l'acide sulfurique, surtout à l'aide d'une légère chaleur, ils fournissent de l'acide *sulfureux* et un dépôt de *soufre* plus ou moins abondant, ce qui les distingue des sulfites, des hyposulfites et des sulfates.

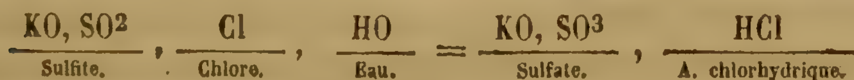
CARACTÈRES DU GENRE SULFITE.

Tous les sulfites sont décomposés par le *feu ;* ceux des métaux de la première classe, et quelques-uns des métaux de la deuxième, donnent un sulfate et un sulfure.



$$\underbrace{4KO, SO^2}_{\text{Sulfite.}} = \underbrace{3KO, SO^3}_{\text{Sulfate.}}, \underbrace{KS}_{\text{Sulfure.}}$$

Les sulfites des cinq dernières classes laissent dégager le gaz sulfureux, et il reste l'oxyde ou le métal réduit. Les sulfites exposés à l'*air* en attirent l'oxygène, et passent à l'état de sulfates d'autant plus promptement, toutes choses égales d'ailleurs, qu'ils sont plus solubles dans l'eau et plus divisés. L'acide azotique concentré et bouillant transforme tous les sulfites en sulfates. Le chlore change aussi en sulfates ceux qui sont solubles.



$$\underbrace{KO, SO^2}_{\text{Sulfite.}}, \underbrace{Cl}_{\text{Chlore.}}, \underbrace{HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{KO, SO^3}_{\text{Sulfate.}}, \underbrace{HCl}_{\text{A. chlorhydrique.}}$$

Il n'y a guère que les sulfites de potasse, de soude et d'ammoniaque, qui soient très-solubles dans l'*eau*. Plusieurs sulfites peuvent se combiner avec le soufre très-divisé, et donner naissance à des hyposulfites.

Les *sulfites sont décomposés avec effervescence par l'acide sulfurique, et il se dégage du gaz acide sulfureux, dont l'odeur est caractéristique, sans dépôt de soufre.*

Composition. L'acide des sulfites renferme deux fois autant d'oxygène que l'oxyde qui entre dans leur composition.

Préparation. On obtient les sulfites insolubles par le troisième procédé, c'est-à-dire par la voie des doubles décompositions (p. 317). On prépare ceux qui sont solubles avec la base simple ou carbonatée et le gaz acide sulfureux; pour cela, on dégage ce gaz à l'aide du charbon et de l'acide sulfurique, dans l'appareil déjà décrit (voy. *Préparation de l'acide sulfureux,* p. 138); on le fait arriver dans des flacons tubulés contenant de la potasse, de la soude ou de l'ammoniaque liquide, etc.; on suspend l'opération lorsque la saturation de ces bases est complète. On parvient presque toujours à obtenir, par ce procédé, des sulfites cristallisés; s'ils sont avec excès d'acide, on les sature par une quantité convenable d'alcali.

CARACTÈRES DU GENRE SULFATE.

Soumis à l'action du *calorique,* les sulfates se comportent de différentes manières: celui de magnésie et ceux de la première classe ne se décomposent pas; les autres se décomposent, fournissent de l'oxygène, de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique anhydre, et laissent pour résidu l'oxyde, le métal, ou un oxyde plus oxydé.

Le *carbone* enlève l'oxygène à l'acide de tous les sulfates, et quelquefois aux oxydes; les produits de cette réaction varient en raison de la température: ainsi tantôt il se formera de l'acide carbonique, de l'acide sulfureux, et le métal sera mis à nu; tantôt il ne se produira que de l'oxyde de carbone, point ou peu d'acide sulfureux, et un sulfure métallique. La transformation des sulfates de baryte, de strontiane, de chaux, de potasse et de soude en protosulfures métalliques par le charbon, a été mise hors de doute par M. Berthier, en chauffant ces sels mêlés de charbon dans un creuset brasqué *à la température d'un essai de fer* (*Ann. de chim. et de phys.*, t. XXII). A une température moins élevée, par exemple au rouge-cerise, le charbon transforme ces sulfates, d'après Gay-Lussac, en protosulfures et en persulfures métalliques et en oxydes. C'est à cette réaction qu'est liée l'histoire des pyrophores, matières qui ne sont que le produit de la calcination de 28 à 30 parties de sulfate de potasse ou de *quelques autres sulfates,* avec 15 parties à peu près de noir de fumée, et qui s'enflamment dès qu'elles ont le contact de l'air. Ce pyrophore est du polysulfure de potassium mêlé de potasse anhydre et de charbon; la température s'élève considérablement dès que l'air frappe sur lui, tant par

suite de l'absorption de l'oxygène par le polysulfure qui passe à l'état de sulfate, que par celle de la vapeur aqueuse et par la potasse qui tend à s'hydrater; le charbon lui-même, léger, poreux, condense l'air et s'enflamme en donnant de l'acide carbonique. Le pyrophore de Homberg, composé de polysulfure de potassium, de potasse anhydre, d'alumine et de charbon, est le résultat de la calcination de 75 grammes d'alun de potasse desséché et de 4 grammes de noir de fumée ou d'un excès de sucre, d'amidon, etc. Il est beaucoup moins combustible que le précédent.

L'*hydrogène* décompose également les sulfates, et fournit des produits analogues aux précédents, c'est-à-dire un mélange de sulfure métallique et d'oxyde, ou un sulfure métallique, ou un mélange de sulfure et de métal, ou le métal, ou enfin un mélange de métal, d'oxyde et de sulfure (*Ann. de chim. et de phys.,* t. XXVII).

Tous les sulfates sont solubles dans l'*eau,* excepté ceux de baryte, d'étain, d'antimoine, de plomb, de mercure et de bismuth, qui sont insolubles, et ceux de strontiane, de chaux, d'yttria, de zircone, de bioxyde de cérium et d'argent, qui sont peu solubles. Ils sont tous insolubles dans l'alcool.

Tous les sulfates sensiblement solubles sont troublés par un sel soluble de baryte dissous dans l'eau; le précipité est insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique pur. Aucun sulfate ne cède complétement l'acide sulfurique, à la température ordinaire, à d'autres *acides* employés en petite quantité, excepté le sulfate d'argent, qui est décomposé par l'acide chlorhydrique. Les acides phosphorique et borique solides peuvent, au contraire, les décomposer tous à une chaleur rouge, et former des phosphates et des borates. L'acide sulfurique ne décompose aucun sulfate, tandis qu'il décompose les autres sels.

Composition. L'acide des sulfates neutres contient trois fois autant d'oxygène que l'oxyde qu'il sature.

Préparation. On obtient tous les sulfates insolubles par le troisième procédé (voy. p. 317).

La plupart des *sulfates* solubles peuvent être transformés en sous-sulfates insolubles au moyen de la potasse, de la soude ou de l'ammoniaque; il s'agit, pour les obtenir, de ne pas ajouter assez d'alcali pour enlever tout l'acide à l'oxyde.

CARACTÈRES DU GENRE SÉLÉNITE.

Les sélénites sont décomposés à une température rouge, par le charbon, qui s'empare de l'oxygène de l'acide pour former du gaz oxyde de

carbone ou de l'acide carbonique; le sélénium mis à nu se sublime en partie, tandis qu'une autre portion reste unie avec l'oxyde métallique ou avec le métal provenant de la décomposition de cet oxyde. Les sélénites neutres, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles ou peu solubles dans l'*eau*. Les *bisélénites* et les *quadrisélénites* sont tous solubles. Si les sélénites neutres sont rendus acides par l'acide sulfurique, et qu'on les mêle avec du sulfite d'ammoniaque, il se précipite du sélénium. Ils n'ont point d'usages.

Composition. Dans les sélénites neutres, l'acide contient deux fois autant d'oxygène que l'oxyde; dans les *bisélénites,* l'acide renferme quatre fois autant d'oxygène que l'oxyde; enfin dans les *quadrisélénites,* l'acide paraît contenir huit fois autant d'oxygène que l'oxyde.

Préparation. On obtient les sélénites par le premier procédé (voyez p. 317).

CARACTÈRES DU GENRE SÉLÉNIATE.

Les séléniates de potasse, de soude, de cuivre, etc., sont solubles; ceux de baryte, de plomb, etc., sont insolubles.

Les *séléniates* solubles sont transformés par l'azotate de plomb en séléniate de plomb insoluble; celui-ci *bien lavé* et traité par l'acide sulfhydrique fournit l'acide sélénique, facile à reconnaître (voy. p. 151).

Composition. Dans les séléniates, l'oxygène de la base est à celui de l'acide comme 1 : 3.

CARACTÈRES DU GENRE BORATE.

Soumis à l'action d'une chaleur rouge, la majeure partie des borates fondent et se vitrifient sans se décomposer; si on les chauffe jusqu'au rouge blanc pendant longtemps, ils peuvent perdre l'acide borique, qui se volatilise; il en est un certain nombre dont l'oxyde se décompose: tels sont ceux de la septième classe, et ceux d'argent et de mercure. A une température rouge, les borates ne sont décomposés que par les acides fixes; tel est l'acide phosphorique. Les borates de potasse, de soude, d'ammoniaque et de lithine, sont les seuls qui soient solubles dans l'*eau*.

Tous les *acides* précédemment étudiés, excepté les acides faibles, *décomposent les borates à la température de l'ébullition*: l'acide employé s'empare de l'oxyde du borate, et l'acide borique est mis à nu; si le borate est soluble dans l'eau, on verse l'acide décomposant sur la dissolution, et l'on obtient des écailles d'acide borique; si le borate est peu soluble, on le réduit en poudre et on le traite par l'acide

étendu d'eau. Tout borate chauffé avec du fluorure de calcium et de l'acide sulfurique concentré donne du gaz acide fluoborique, facile à reconnaître (voy. p. 223).

Composition. Dans les borates, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'oxygène de l'acide comme 1 : 3.

Préparation. On obtient les borates, excepté ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque et de lithine, par le troisième procédé (voy. p. 317). On verse dans une dissolution de borate de soude (le plus commun des borates solubles) la dissolution saline dont on veut séparer l'oxyde; il se produit un borate insoluble. Si l'on employait le borate de soude du commerce (borax), le précipité serait mêlé de beaucoup d'oxyde qui aurait été séparé par la soude libre.

CARACTÈRES DU GENRE SILICATE.

Il existe des silicates, des bisilicates, des trisilicates, des quadrisilicates et des sexsilicates ; on connaît aussi des silicates bibasiques, tribasiques, quadribasiques et sexbasiques. Ces sels sont tellement abondants dans la nature, qu'ils forment à eux seuls la moitié au moins des minéraux connus.

Les silicates et les bisilicates sont pour la plupart fusibles à une température élevée; ceux dont l'oxyde est fusible, comme ceux de plomb, de bismuth, de potasse et de soude, fondent beaucoup plus facilement que ceux dont l'oxyde est peu ou moins fusible : ainsi les silicates d'alumine et de magnésie ne font que s'agglutiner, même lorsqu'on les soumet à l'action du chalumeau de Brook. Les tri, quadri et sexsilicates, ainsi que les silicates basiques, ont déjà moins de tendance à fondre que les silicates et les bisilicates. Les silicates à plusieurs bases sont en général fusibles.

Parmi les silicates, il n'y a guère que ceux de potasse et de soude basiques qui se dissolvent dans l'eau; plus les silicates sont acides, moins ils se dissolvent dans ce liquide. Les silicates à plusieurs bases sont un peu solubles; ainsi le verre ordinaire, composé de silicate de soude et de silicate de chaux, cède une portion de silicate de soude à l'eau bouillante.

Les *acides,* même l'acide carbonique, *décomposent les silicates solubles*, s'emparent de la base, et précipitent l'acide silicique sous forme de gelée qui s'agrége en une poudre blanche insoluble. Ceux qui sont *insolubles* peuvent être transformés en silicates *solubles,* en les faisant fondre dans un creuset de platine, avec trois ou quatre fois leur poids de carbonate

de soude : alors ils sont décomposés par les acides, qui en précipitent l'acide silicique gélatineux. Les silicates insolubles ne sont attaqués que par les acides forts et concentrés et à l'aide de la chaleur. L'acide fluorhydrique décompose tous les silicates et forme des fluorures doubles de silicium et du métal qui faisait la base du silicate ; évidemment l'oxygène de l'acide silicique et de l'oxyde s'unit à l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau. Tous les silicates chauffés dans un vase de plomb ou de platine, avec du fluorure de calcium, donnent du gaz acide fluosilicique, facile à reconnaître (voy. p. 224).

Composition. Dans les silicates neutres, l'oxygène de l'acide est à celui de la base comme 3 : 1.

Préparation. On obtient plusieurs silicates en faisant fondre un mélange d'acide silicique et de la base ; on en prépare d'autres par la voie des doubles décompositions.

CARACTÈRES COMMUNS AUX CARBONATES, AUX SESQUICARBONATES, ET AUX BICARBONATES.

Les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique, acétique, etc., faibles, les décomposent avec effervescence *et sans vapeur;* il se dégage du gaz acide carbonique incolore et presque inodore (1) (voy. *Acide carbonique,* p. 160).

CARACTÈRES DU GENRE CARBONATE.

1° Tous les carbonates sont décomposés par la chaleur, excepté celui d'ammoniaque, qui est volatil, et ceux de potasse, de soude et de lithine, dont on peut opérer la décomposition à l'aide de cet agent et de la vapeur d'eau : les produits que l'on obtient sont le gaz acide carbonique, le métal ou l'oxyde métallique, ou bien cet oxyde, du gaz oxyde de carbone et de l'oxygène. Les carbonates *fixes,* même quand ils sont indécomposables par le feu, sont décomposés à une température élevée par le carbone, le bore, le phosphore, le fer et le zinc, qui agissent en s'emparant, en totalité ou en partie, de l'oxygène de l'acide carbonique.

(1) Quelquefois on observe une légère vapeur formée par l'acide qui décompose le carbonate. — Il est des cas où, par suite d'une trop grande concentration de l'acide, la décomposition n'a pas lieu ; ainsi l'acide azotique très-concentré ne dégage point l'acide carbonique des carbonates de chaux, de baryte, etc. (Braconnot).

2° Excepté les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, tous les autres sont insolubles dans l'eau; toutefois il n'est aucun de ces derniers qui, étant très-divisé, ne puisse être dissous dans l'eau contenant de l'acide carbonique libre. 3° Les dissolutions aqueuses des carbonates verdissent le sirop de violettes, *précipitent abondamment les sels de magnésie* (1), et ne perdent point d'acide carbonique lorsqu'on les chauffe; il n'y a que le carbonate d'ammoniaque qui, étant plus volatil que l'eau, se dégage dans l'atmosphère. 4° Si on les fait traverser par un courant d'acide carbonique gazeux, elles se changent en bicarbonates moins solubles que les carbonates. 5° Les carbonates insolubles sont tous décomposés à chaud par ceux des sels à base de potasse ou de soude, dont l'acide peut former un sel insoluble avec la base de ces carbonates: je citerai pour exemple le carbonate de baryte et le sulfate de potasse; il se forme, dans ce cas, du sulfate de baryte insoluble et du carbonate de potasse soluble, mais cette décomposition n'est pas complète. (Dulong.)

Composition. L'acide carbonique de ces sels contient deux fois autant d'oxygène que l'oxyde qui est combiné avec lui. Ils sont formés d'un équivalent de base et d'un d'acide.

Préparation. On obtient tous les carbonates, excepté ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque, par le troisième procédé (voy. p. 317), en versant une dissolution de carbonate de potasse ou de soude dans la dissolution saline qui contient l'oxyde que l'on veut combiner avec l'acide carbonique.

CARACTÈRES DES BICARBONATES.

On ne connaît bien que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque. Chauffés à l'état solide jusqu'au rouge, les deux premiers perdent la moitié de leur acide carbonique et se trouvent ramenés à l'état de carbonates. Ils se dissolvent dans l'eau, mais moins que les précédents; ainsi dissous, si on les fait bouillir pendant une demi-heure, ils perdent un quart de leur acide carbonique et se transforment en *sesquicarbonates;* mais si on prolonge l'ébullition pendant plusieurs heures, de manière à réduire 720 grammes d'eau à 10, on les transforme en *carbonates*. (Rose.) Le bicarbonate d'ammoniaque se change en acide carbonique et en carbonate qui se volatilise.

---

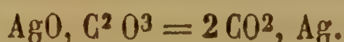
(1) Si le carbonate d'ammoniaque était effleuri, il ne précipiterait point les sels de magnésie (voy. *Sels de magnésie*).

Leurs dissolutions verdissent le sirop de violettes et *ne précipitent point les sels de magnésie à froid.*

Composition. L'acide des bicarbonates renferme quatre fois autant d'oxygène que l'oxyde qu'il sature, ce qui prouve qu'ils contiennent un équivalent de base et deux d'acide. Les *sesquicarbonates* sont formés de deux équivalents de base et de trois d'acide.

CARACTÈRES DES OXALATES.

Il existe des oxalates *neutres,* MO, C^2O^3, des bioxalates $MO, 2C^2O^3$, des quadroxalates $MO, 4C^2O^3$, et des oxalates tribasiques $3MO, C^2O^3$, Chauffés, ils se comportent différemment. S'ils sont *anhydres,* et par conséquent sans hydrogène, comme ceux de plomb, d'argent et de cuivre, ils donnent de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, l'oxyde ou le métal; toutefois l'oxalate d'argent ne fournit que de l'acide carbonique et de l'argent (voy. page 167).



$$AgO, C^2O^3 = 2CO^2, Ag.$$

Les oxalates alcalins et terreux, toujours *hydratés,* donnent du gaz acide carbonique, de l'oxyde de carbone, de l'eau, un peu d'acide acétique, de l'acétone, un peu de goudron, et laissent un carbonate. L'oxalate neutre d'ammoniaque fournit de l'oxamide.

Tous les oxalates chauffés avec de l'acide sulfurique concentré se décomposent en oxyde de carbone et en acide carbonique, sans noircir.

L'eau dissout parfaitement les oxalates neutres de potasse, de soude, d'ammoniaque, d'alumine, de glucine, de chrome, de magnésie et de fer; *mais ils deviennent en général moins solubles par un excès d'acide,* tandis que les oxalates insolubles sont en général rendus solubles par un excès d'acide: tels sont ceux de baryte, de cuivre, etc. Les dissolutions des oxalates précipitent en blanc les sels solubles de chaux, de baryte, de strontiane, de zinc, de bismuth, de manganèse, de titane, de cérium, de plomb, de mercure et d'antimoine; elles précipitent l'or métallique de la dissolution de chlorure d'or bouillante. Les oxalates insolubles sont difficilement décomposés par les acides; ceux qui sont solubles et neutres le sont en partie par les acides puissants qui s'emparent d'une portion de la base, et les transforment en oxalates acides moins solubles.

CARACTÈRES DU GENRE HYPOCHLORITE.

Les hypochlorites ont l'odeur et la saveur de l'acide hypochloreux. Ils sont moins stables que les chlorites; la moindre élévation de température ou la concentration de leurs dissolutions décomposent en hypochlorates et en chlorures, avec dégagement d'oxygène, ceux qui sont neutres; ils résistent davantage s'ils sont alcalins. Les acides en dégagent de l'acide hypochloreux pur ou mêlé de chlore, à moins que l'hypochlorite ne contienne un chlorure métallique, car alors il n'y a que du chlore mis à nu. Ils sont solubles dans l'eau. Ils ont une grande énergie décolorante et oxydante; aussi transforment-ils les sulfures récemment précipités en sulfates, l'acide sulfureux en acide sulfurique, et les protoxydes métalliques en peroxydes. M. Balard explique leur propriété décolorante en admettant, si on les traite par un acide, qu'ils laissent dégager du chlore, et que c'est ce chlore qui décolore, en déterminant la décomposition de l'eau dont l'oxygène se trouve fixé sur la matière colorante; si les hypochlorites agissent sans le concours d'un acide, c'est uniquement par l'oxygène de l'acide hypochloreux et de la base qu'ils modifient la matière colorante, en sorte qu'ils se trouvent changés en chlorures métalliques. Ils sont décomposés par un courant de gaz acide carbonique, qui en chasse l'acide hypochloreux.

Composition. Dans les hypochlorites, la quantité d'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde comme 1 : 1.

Préparation. On les obtient directement; mais il faut avoir soin de verser l'acide sur la base par petites portions et en quantité insuffisante pour la saturation, et d'agiter constamment, en tenant le flacon immergé dans l'eau froide : autrement l'hypochlorite se changerait en hypochlorate (voy. l'article suivant, pour la différence qui existe entre les hypochlorites et les chlorures d'oxydes).

DES CHLORURES D'OXYDES (CHLORURES DÉCOLORANTS).

Les chlorures d'oxydes que l'on obtient en faisant arriver du chlore gazeux sur la potasse, la soude, les protoxydes de plomb, de cuivre, etc., considérés pendant longtemps comme des composés de l'oxyde employé et de chlore en quantité indéterminée, furent regardés plus tard par Berzelius, et surtout par Soubeiran, comme des mélanges d'un hypochlorite de la base et d'un chlorure du métal. Martens combattit cette manière de voir, et remit en vigueur l'ancienne théorie qui regardait

ces corps comme des chlorures d'oxydes, théorie que Millon appuya par des expériences et des considérations nouvelles. D'après ce chimiste, ces composés décolorants correspondent aux peroxydes; seulement la quantité d'oxygène qui fait passer le protoxyde à l'état de peroxyde est remplacée par son équivalent de chlore : ainsi le peroxyde de sodium étant $= NaO^2$, le chlorure de soude sera représenté par $NaOCl$ (*Journal de pharm.,* septembre 1839). Dans un travail postérieur, Gay-Lussac s'est efforcé de démontrer que ces corps sont réellement formés d'un hypochlorite et d'un chlorure. Quoi qu'il en soit, toujours est-il qu'il existe la plus grande analogie entre ces corps et les hypochlorites.

1° Les chlorures d'oxydes, quoique peu stables, se conservent pourtant très-longtemps à l'abri de l'air et de la lumière; 2° ils résistent à une température élevée, et lorsqu'ils sont décomposés par le feu, ils se comportent comme les hypochlorites, si ce n'est qu'ils laissent un chlorate et une quantité notable d'un chlorure métallique; 3° les acides les décomposent et en dégagent du chlore. 4° Ils détruisent la couleur du tournesol, du sulfate d'indigo, etc.; ils exhalent une odeur de chlore; ceux qui sont solubles dans l'eau noircissent une lame d'argent, pourvu qu'ils soient exposés à la lumière, et il se forme du chlorure d'argent.

Préparation. On en obtient quelques-uns directement avec le chlore et le protoxyde; d'autres sont le résultat de doubles décompositions (voy. p. 317).

CARACTÈRES DU GENRE CHLORITE.

Les chlorites sont plus stables que les hypochlorites, et ne se décomposent pas par une faible élévation de température. Les acides forts, même lorsqu'ils sont étendus d'eau, les décomposent avec une vive effervescence et en dégagent du gaz acide chloreux, tandis que les chlorures d'oxydes traités de la sorte ne donnent que du chlore. Ceux de potasse, de soude, de baryte et de chaux, les seuls qui aient été étudiés par M. Martens, sont solubles dans l'eau; leurs dissolutions précipitent l'azotate d'argent.

Les chlorites *neutres* ne ramènent pas au bleu le papier de tournesol rougi, mais ils sont fortement *décolorants* sans l'intervention d'un acide; comme le chlore et les chlorures d'oxydes, ils ont un pouvoir oxydant très-marqué, et transforment instantanément le sulfure noir de plomb en sulfate. Ils sont *en partie* décomposés par un courant de gaz acide carbonique, qui les fait passer à l'état de chlorites alcalins. Les chlorites

alcalins bleuissent le papier rougi et ne *décolorent* pas sans l'intervention d'un acide; ils sont plus stables que les chlorites neutres, parce qu'ils ne sont pas susceptibles de se transformer en hypochlorates et en chlorures par l'évaporation.

Composition. L'oxygène de l'acide est à celui de la base dans le rapport de 3 : 1.

Préparation. On obtient les chlorites en faisant passer lentement du gaz acide chloreux à travers les oxydes dissous ou suspendus dans l'eau.

CARACTÈRES DU GENRE CHLORATE.

Tous les chlorates sont décomposés par le feu et transformés en gaz oxygène et en chlorures métalliques, ou en gaz oxygène et en chlorures métalliques, plus une portion d'oxyde des chlorates; il est évident que, dans cette décomposition, l'oxygène provient et de l'acide chlorique et des oxydes métalliques.

La plupart des chlorates étudiés jusqu'à présent *fusent sur les charbons ardents* et produisent une flamme d'une couleur variable; l'acide chlorique, dans ce cas, cède de l'oxygène au charbon. Mêlés avec des substances avides d'oxygène, telles que le charbon, le phosphore, le soufre, les sulfures d'antimoine, d'arsenic, etc., certains chlorates, et principalement celui de potasse, forment des poudres que l'on désigne sous le nom de *fulminantes, qui détonent avec plus ou moins de violence par l'action de la chaleur,* et que le choc seul suffit le plus souvent pour enflammer. La plus forte de ces poudres est sans contredit celle que l'on fait avec le phosphore.

Tous les chlorates connus sont solubles dans l'eau, excepté le chlorate de protoxyde de mercure. Leurs dissolutions *ne sont point troublées par l'azotate d'argent.* Les *acides* forts paraissent pouvoir les décomposer tous, mais à des températures diverses et avec des phénomènes variables.

L'acide sulfurique concentré leur communique une couleur *jaune foncée,* et en dégage de l'acide hypochlorique d'une odeur caractéristique, d'*une couleur jaune rougeâtre,* détonant facilement par une légère élévation de température; il se forme de l'acide perchlorique.

Composition. L'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde comme 5 : 1.

Préparation. On obtient les chlorates de *potasse*, de *soude*, de *strontiane,* de *baryte,* de *magnésie,* d'*ammoniaque,* d'*oxyde de zinc,* d'*oxyde d'argent,* de *protoxyde de plomb,* et de *bioxyde de cuivre,* par le premier et le deuxième procédés, en saturant ces oxydes ou leurs carbonates par l'acide *chlorique.* On prépare aussi les quatre premiers en faisant arri-

ver un excès de *chlore* gazeux sur leurs oxydes humectés ou en dissolution ; on remarquera, au bout de quelques heures, qu'il se sera formé dans ces dissolutions un chlorate qui se trouve cristallisé au fond de l'éprouvette lorsqu'il est à base de potasse ou de soude, et un chlorure soluble; il se sera en outre dégagé du gaz oxygène, surtout si l'appareil a été exposé à la lumière (1). La formation du chlorate et du chlorure est le résultat de la décomposition d'une partie de l'oxyde par le chlore, qui s'empare d'une portion de son oxygène pour passer à l'état d'acide chlorique, tandis qu'une autre partie s'unit au potassium, au sodium, etc., mis à nu pour former un chlorure; cette décomposition est favorisée par la différence de solubilité entre le chlorure et le chlorate. Le dégagement de gaz oxygène dépend de ce que la lumière favorise la décomposition d'une partie de l'alcali en oxygène et en métal. Si le chlore n'était pas en excès, on obtiendrait les chlorures d'oxydes (eau de Javelle, chlorure de chaux, etc.).

La condition la plus favorable à la formation des chlorates consiste à sursaturer légèrement de chlore la dissolution alcaline, en empêchant la température de s'élever beaucoup avant que ce terme soit atteint; on abandonne ensuite la dissolution au repos, ou on la chauffe à 80° ou même à 100° (Gay-Lussac) (voyez *Chlorate de potasse*).

CARACTÈRES DU GENRE PERCHLORATE.

Les perchlorates sont décomposés par le *feu*, mais à une température plus élevée que les chlorates; ils fournissent plus d'oxygène que ces derniers.

Perchlorates. $MO, ClO^7 = MCl, O^8$
Chlorates. . . $MO, ClO^5 = MCl, O^6$

Tous les perchlorates fusent plus ou moins vivement sur les charbons incandescents; ils affectent en général dans leur cristallisation la forme prismatique. Ils restent *incolores* quand on les traite *par les acides sulfurique ou chlorhydrique concentrés*, qui se bornent à mettre l'acide perchlorique à nu sans le décomposer. Ceux de soude, de baryte, de

---

(1) Lorsqu'on agit sur le carbonate de potasse, le chlore commence par s'emparer de la potasse libre ou en excès, et il se précipite du bicarbonate de potasse; bientôt après ce bicarbonate est décomposé par le chlore, qui en dégage l'acide carbonique avec effervescence en agissant sur l'alcali.

strontiane, de chaux, de magnésie, d'alumine, de lithine, de zinc, de cadmium, de manganèse, de fer et de cuivre, sont déliquescents, et par conséquent très-solubles dans l'eau; celui de *potasse est peu soluble.*

Composition. Dans les perchlorates, l'oxygène de la base est à celui de l'acide comme 1 : 7.

CARACTÈRES DU GENRE BROMATE.

Tous les bromates sont décomposés par le feu; les bromates alcalins donnent de l'oxygène et un bromure. Ceux qui sont solubles sont décomposés par les acides iodhydrique, chlorhydrique et sulfhydrique, qui en séparent le brome.

L'acide sulfurique s'empare de la base, et l'acide bromique, mis à nu, se décompose en oxygène et en brome, qui colore le gaz en brun.

L'azotate d'argent y fait naître un précipité blanc, pulvérulent, qui noircit à peine à la lumière.

Les bromates d'argent et de protoxyde de mercure sont insolubles.

Composition. Dans les bromates neutres, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'oxygène de l'acide comme 1 : 5.

Préparation. On les obtient comme les iodates.

CARACTÈRES DU GENRE IODATE.

Tous les iodates sont décomposés à une chaleur rouge obscur; presque tous fournissent de l'oxygène, de l'iode et un oxyde; les autres, ceux de la première classe, par exemple, donnent de l'oxygène et un iodure. Il n'y en a qu'*un très-petit nombre* qui fusent sur les charbons ardents. Ils sont, en général, insolubles dans l'eau; ceux de potasse et de soude sont peu solubles.

Les acides sulfureux et sulfhydrique les décomposent, s'emparent de l'oxygène de l'acide iodique *et en séparent l'iode.* Si on emploie un excès d'acide sulfhydrique, l'iode déposé s'unit à l'hydrogène pour former de l'acide iodhydrique, et il se précipite du soufre.

L'acide sulfurique sépare l'acide iodique d'une dissolution concentrée d'un iodate; s'il a été préalablement mêlé d'acide sulfureux, l'acide iodique est décomposé, *et il se précipite de l'iode.*

L'acide chlorhydrique concentré décompose les iodates de potasse, de magnésie et d'ammoniaque, en donnant naissance à du chlore et à un composé d'un équivalent de perchlorure d'iode et d'un équivalent de chlorure de la base de l'iodate employé.

Composition. Dans les *iodates*, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'oxygène de l'acide comme 1 : 5.

Préparation. On obtient les iodates insolubles par la voie des doubles décompositions (troisième procédé), en versant de l'iodate de potasse dans une dissolution de l'un ou de l'autre des métaux que l'on veut transformer en iodate. On prépare l'iodate de potasse en versant sur de l'iode une dissolution de potasse carbonatée jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus colorée : cette liqueur renferme de l'iodate et de l'iodure de potassium, produits par la décomposition de l'eau (voy. *Potasse,* action de l'iode). On la fait évaporer jusqu'à siccité, et on traite la masse par l'alcool à 0,81 de densité, qui dissout l'iodure sans agir sur l'iodate ; on le lave deux ou trois fois avec de l'alcool, pour le débarrasser de tout l'iodure ; s'il est avec excès d'alcali, on le fait dissoudre dans l'eau et on le neutralise par l'acide acétique (vinaigre), en sorte que l'on a un iodate et un acétate ; on évapore jusqu'à siccité, et l'on traite la masse par l'alcool, qui ne dissout que l'acétate : l'iodate reste alors pur. On prépare ainsi les iodates de baryte, de strontiane et de chaux.

On obtient directement l'*iodate d'ammoniaque* (deuxième procédé, voy. p. 317).

CARACTÈRES DU GENRE HYPOPHOSPHITE.

Les hypophosphites sont décomposés à une *température* élevée, et fournissent *pour la plupart* du phosphure d'hydrogène gazeux *qui s'enflamme,* du phosphore, un phosphate, et un produit rouge qui paraît être de l'oxyde de phosphore : on concevra facilement ces résultats, en admettant que l'eau contenue dans les hypophosphites est également décomposée. Quelques hypophosphites donnent par la chaleur un gaz *qui n'est point inflammable* de lui-même, et qui contient moins de phosphore que l'autre : dans ce cas, le résidu renferme un excès d'acide phosphorique. Mis sur les *charbons* incandescents, les hypophosphites secs se transforment en phosphates, et produisent *une belle flamme jaune.* Ils sont *extrêmement solubles dans l'eau,* et ne précipitent par conséquent pas les sels solubles de chaux, de baryte et de strontiane.

Ils *décolorent* le sulfate rouge de bioxyde de manganèse, surtout à l'aide d'une douce chaleur. Ils *décomposent les dissolutions* d'or et d'argent, enlèvent l'oxygène à leurs oxydes et en précipitent les métaux.

Le *chlore,* sous l'influence de l'eau, les transforme en phosphates ; il en est de même de l'acide azotique : dans ce dernier cas, il se dégage d'abondantes vapeurs rutilantes d'acide hypoazotique.

Ils sont sans usages. (Voyez, pour les hypophosphites en particulier, le mémoire de M. Rose, dans les cahiers de juillet 1828 et 1843 des *Ann. de physique et de chimie.*)

Préparation. On les obtient directement en combinant l'acide avec la base.

ACRCATÈRES DU GENRE PHOSPHITE.

Les phosphites sont neutres, acides ou avec excès de base. Les phosphites neutres de baryte, de chaux, de strontiane, de potasse, de soude, de protoxyde de fer, de glucyne, de chrome, de cobalt, de nickel, de cadmium, d'antimoine et de bismuth hydratés, *chauffés,* se changent en phosphates neutres, et il se dégage de l'hydrogène pur; les autres phosphites neutres donnent du gaz hydrogène plus ou moins phosphoré. (Rose, *Ann. de chim. et de phys.,* t. XXXV.) Mis sur les *charbons* incandescents, les phosphites *produisent une flamme d'un jaune d'autant plus intense* qu'ils contiennent plus d'acide. Les phosphites de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont solubles dans l'*eau; les autres sont insolubles.* Ceux qui sont solubles précipitent en blanc les sels de chaux, de baryte et de strontiane, *ce qui les distingue des hypophosphites solubles.*

Ils décolorent le sulfate rouge de manganèse surtout, à l'aide de la chaleur. Les phosphites neutres passent à l'état de phosphates neutres, lorsqu'on les traite par le chlore ou qu'on les fait bouillir avec une grande quantité d'acide azotique, qui leur cède de l'oxygène. Ils réduisent avec facilité les sels d'or, d'argent et de mercure, surtout en présence d'un acide.

Composition. Dans les phosphites, l'oxygène de l'oxyde est à celui de l'acide comme 2 : 3.

Préparation. On les obtient par le premier ou par le troisième procédé (voy. p. 317).

CARACTÈRES DU GENRE PHOSPHATE.

Les phosphates neutres, excepté ceux des dernières classes et celui d'ammoniaque, sont indécomposables par la chaleur; toutefois les phosphates de potasse et de soude, chauffés jusqu'au rouge, se transforment en *pyrophosphates,* tandis que les phosphates insolubles, placés dans les mêmes circonstances, ne passent point à l'état de pyrophosphates. Si l'on chauffe avec du *charbon* les phosphates des six der-

nières classes, ils sont décomposés; l'oxygène de l'acide et celui de l'oxyde transforment le charbon en gaz acide carbonique ou en gaz oxyde de carbone, et il se forme un phosphure métallique. Ceux de la première classe ne se décomposent pas en totalité; il n'y a qu'une partie de l'acide qui cède son oxygène au charbon, et il se forme, dans beaucoup de cas, un phosphure métallique qui reste mêlé d'un peu de sous-phosphate.

Les phosphates *neutres* ou *basiques*, chauffés au rouge avec un mélange de charbon et d'acide borique ou silicique, donnent du *phosphore*.

Les biphosphates de chaux, de baryte et de strontiane, chauffés à une haute température avec du charbon, donnent aussi du phosphore.

L'*eau* ne dissout facilement que les phosphates de potasse, de soude et d'ammoniaque; mais l'acide phosphorique dissout tous les phosphates insolubles.

L'*acide sulfurique concentré* transforme les phosphates *neutres* en phosphates acides; il peut même leur enlever la totalité de la base, s'il est employé en assez grande quantité; en agissant ainsi sur les phosphates de chaux, de baryte et de strontiane, *si l'on chauffe jusqu'au rouge avec du charbon l'acide phosphorique ou le phosphate acide mis à nu, il se volatilise du phosphore*. Ce caractère est des plus importants pour reconnaître les phosphates de potasse et de soude: en effet il ne s'agit pour cela que de transformer ces sels en phosphate de chaux insoluble à l'aide d'un sel de chaux soluble, et de traiter ensuite par l'acide sulfurique le phosphate de chaux. Les phosphates secs, chauffés avec du potassium, donnent de phosphure de potassium, lequel, mis dans l'eau, se décompose avec dégagement du phosphure d'hydrogène gazeux (voyez p. 257). A la vérité, ce caractère appartient aussi aux sels formés par les acides hypophosphoreux et phosphorique.

L'acide azotique dissout tous les phosphates insolubles.

Les phosphates solubles *précipitent l'azotate d'argent* en jaune (phosphate d'argent), et les *sels solubles de chaux* en blanc (phosphate de chaux).

Pour constater cette réaction *avec des phosphates insolubles,* on transformera ceux-ci en phosphates solubles, en les faisant bouillir avec une idssolution de carbonate de soude (voy. p. 281). Il ne s'agira plus que de neutraliser la liqueur avec un acide.

Composition. Le rapport de l'oxygène de l'acide des *phosphates neutres* à celui de l'oxygène de l'oxyde qui entre dans leur composition est comme 5 : 2. Mais comme tous les phosphates contiennent, outre deux équivalents de base, un équivalent d'eau de composition qui joue

alors le même rôle qu'un protoxyde, ce rapport est de 5 : 3. On connaît en outre des *sesquiphosphates*, des *biphosphates*, des *phosphates sesquibasiques*, et des *phosphates bibasiques.*

Préparation. On obtient tous les phosphates insolubles par le troisième procédé, en versant du phosphate de soude dissous, dans une dissolution saline formée par l'oxyde que l'on veut combiner avec l'acide phosphorique.

CARACTÈRES DU GENRE PYROPHOSPHATE.

Les pyrophosphates solubles de potasse et de soude dissous dans l'eau se transforment en phosphates au bout de quelques jours, tandis que les pyrophosphates insolubles ne subissent aucune altération. Ceux qui sont solubles précipitent l'azotate d'argent en *blanc,* ce qui les distingue des phosphates, qui fournissent un précipité jaune avec le même sel. Après avoir été dissous dans l'eau, ils peuvent être soumis à des cristallisations répétées sans repasser à l'état de phosphates. Plusieurs pyrophosphates insolubles, traités par l'acide sulfhydrique, sont décomposés, et fournissent l'acide pyrophosphorique, s'ils ont peu de cohésion; il en est, au contraire, qu'il faut d'abord traiter par le sulfhydrate d'ammoniaque pour les décomposer ; alors on obtient du pyrophosphate d'ammoniaque soluble, que l'on précipite par un sel de plomb : c'est sur le pyrophosphate de plomb obtenu qu'il faut faire agir l'acide sulfhydrique.

Composition. Dans les pyrophosphates, le rapport de l'oxygène de l'acide est à celui de la base comme 5 : 2.

CARACTÈRES DU GENRE AZOTITE.

Tous les azotites sont décomposés par le *feu* et donnent des produits variables. L'air *atmosphérique* n'agit pas sur eux à la température ordinaire; il paraît, au contraire, les transformer en azotates et en sous-azotates, si on les chauffe. Tous les azotites connus sont solubles dans l'*eau.*

L'*acide sulfurique décompose les azotites, et en dégage des vapeurs rutilantes.* Les corps simples et composés, avides d'oxygène, agissent sur les azotites comme sur les azotates; ces sels *fusent* donc sur les charbons ardents. Ils se comportent avec le *sulfate de protoxyde de fer* ou la *narcotine* comme les azotates.

Composition. Dans les azotites neutres, l'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde comme 3 : 1.

Préparation. Le procédé généralement suivi pour la préparation de quelques azotites, qui consiste à calciner les azotates jusqu'à un certain point, pour transformer l'acide azotique en acide azoteux, ne fournit presque jamais un azotite pur, parce qu'il est extrêmement difficile de suspendre la calcination juste au moment où ce changement est opéré.

CARACTÈRES DU GENRE AZOTATE.

Soumis à l'action du *calorique,* tous les azotates sont décomposés ; on obtient tantôt de l'oxygène et un azotite, mais celui-ci ne tarde pas à se décomposer lui-même ; tantôt l'oxyde et l'acide azotique, tantôt l'oxyde et les éléments de l'acide ; quelquefois aussi l'oxyde peu oxydé de l'azotate absorbe une certaine quantité d'oxygène à l'acide azotique et s'oxyde davantage.

Mis sur les *charbons ardents,* les azotates *fusent,* et l'oxygène de l'acide est absorbé par le charbon. La plupart des *corps simples* et plusieurs corps *composés* avides d'oxygène décomposent les azotates à une température élevée, s'emparent de l'oxygène de l'acide, et donnent lieu à des produits variables ; en général, l'absorption de l'oxygène a lieu avec dégagement de calorique et de lumière. L'*acide sulfurique décompose complétement tous les azotates à froid,* et il se dégage de très-légères vapeurs *blanches* d'acide azotique, si l'azotate est pur et l'acide peu concentré ; tandis que les vapeurs seraient *orangées* (acide hypoazotique), si l'acide sulfurique était en grande quantité et très-concentré, ou si l'on ajoutait du *cuivre divisé.*

Les acides phosphorique, fluorhydrique et arsénique, opèrent également cette décomposition à des températures différentes ; enfin l'acide chlorhydrique ne les décompose qu'en partie, et forme de l'eau régale.

Il suffit de verser une petite quantité d'un azotate dans un mélange de *sulfate de protoxyde de fer* dissous dans l'acide sulfurique concentré, pour que le produit devienne brun-café ; cette nuance passe au violet ou au rose, si l'on ajoute un grand excès d'acide. Quand on mélange une très-petite quantité d'un azotate *avec un peu de narcotine* (base végétale), *délayée dans l'acide sulfurique concentré,* la liqueur, qui était jaune, prend de suite une couleur rouge de sang très-intense.

L'eau dissout tous les azotates ; ceux qui sont basiques ne se dissolvent bien que dans un excès d'acide.

Composition. L'oxygène de l'oxyde est à celui de l'acide comme 1 : 5. Dans les sous-azotates analysés jusqu'à ce jour, l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de l'oxyde comme 5 : 1, 2, 3, 4, 6 et 8 (Grouvelle).

Préparation. On obtient les azotates d'*alumine*, de *glucyne*, d'*yttria*, de *magnésie*, de *chaux*, de *potasse*, de *soude* et d'*ammoniaque*, par le premier et le deuxième procédés, en combinant ces bases divisées, ou leurs *carbonates*, avec l'acide azotique étendu d'eau. On en prépare beaucoup d'autres en traitant le métal par l'acide azotique.

CARACTÈRES DU GENRE ARSÉNITE.

Les arsénites sont décomposés à une température qui n'est pas très-élevée, par tous les corps simples avides d'oxygène, notamment par les charbons rouges, *et il se sublime de l'arsenic.* Ceux de potasse, de soude, de lithine et d'ammoniaque, sont seuls solubles dans l'eau; leurs dissolutions *concentrées* sont décomposées *par les acides forts,* qui en précipitent l'acide arsénieux; quelquefois celui-ci reste dissous dans un excès de l'acide décomposant; *elles précipitent l'azotate d'argent en jaune et les sels de bioxyde de cuivre en vert;* les précipités sont des arsénites d'argent ou de cuivre; si les liqueurs n'étaient pas neutres, les arsénites d'argent ou de cuivre se dissoudraient dans l'excès d'acide. L'acide *sulfhydrique* ne leur fait subir *aucun changement,* à moins qu'elles ne soient très-concentrées, car alors il les jaunit; mais par l'addition d'un acide, *il en précipite du sulfure jaune, soluble dans l'ammoniaque,* As S^3. Introduits dans un appareil *dit* de Marsh en activité, *ils fournissent aussitôt de l'arséniure d'hydrogène gazeux* (voy. p. 268). L'acide azotique les transforme en arséniates à l'aide de la chaleur, tandis qu'il ne peut produire rien de semblable avec les arséniates.

Composition. Dans les arsénites, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'oxygène de l'acide comme 1 : 3.

Préparation. On obtient directement ceux qui sont solubles; on prépare les autres par la voie des doubles décompositions.

CARACTÈRES DU GENRE ARSÉNIATE.

L'action du *calorique* sur les arséniates est extrêmement variée. Il y en a qui se décomposent en oxygène, en acide arsénieux et en métal, tel est l'arséniate d'argent; d'autres fournissent de l'acide arsénieux et un oxyde métallique plus oxydé que celui qui entrait dans la composition de l'arséniate, d'où il suit que l'oxygène de l'acide arsénique s'est porté sur cet oxyde : tel est l'arséniate de protoxyde de fer; enfin il en est qui ne se décomposent pas, et qui sont plus ou moins fusibles : par exemple, les arséniates de potasse et de soude. Traités par le *charbon,* à

une température élevée, les arséniates sont décomposés ; l'acide arsénique cède son oxygène au charbon, qui se trouve transformé en gaz acide carbonique ou en gaz oxyde de carbone ; l'*arsenic mis à nu, se vaporise en répandant une odeur alliacée ;* l'oxyde de l'arséniate est également décomposé dans quelques circonstances. Excepté les *arséniates de potasse, de soude, de lithine et d'ammoniaque,* tous les autres sont insolubles dans l'eau ; mais ils se dissolvent dans un excès d'acide, si toutefois l'on en excepte l'arséniate de bismuth.

Les dissolutions des arséniates précipitent en rose les sels de cobalt ; le précipité, formé d'acide arsénique et d'oxyde de cobalt, se dissolvant dans un excès d'acide, n'aurait pas lieu dans une dissolution de cobalt très-acide. Les arséniates dissous *ne sont pas troublés* par l'acide chlorhydrique, tandis que les arsénites *sont précipités en blanc* par cet acide. L'azotate d'argent fait naître dans les dissolutions des arséniates *un précipité rouge-brique,* composé d'acide arsénique et d'oxyde d'argent. Les sels de cuivre en précipitent de l'arséniate de cuivre d'*un blanc bleuâtre. Il suffit de les laisser en contact, pendant douze ou quinze heures, avec de l'acide sulfhydrique liquide et quelques gouttes d'un autre acide,* à la température de 15° à 20°, *pour les décomposer et en précipiter* du sulfure jaune d'arsenic, $As\,S^5$; on obtient en peu d'instants ce précipité, si on porte la liqueur jusqu'à l'ébullition. Introduits dans un appareil *dit* de Marsh, en activité, ils fournissent de l'arséniure d'hydrogène gazeux (voy. p. 268).

Composition. Dans les arséniates *neutres,* l'oygène de l'oxyde est à celui de l'acide comme 1 : 5. Les *biarséniates* contiennent deux fois autant d'acide, et les *sesquiarséniates* une fois et demie autant pour la même proportion de base.

Préparation. On obtient les arséniates insolubles par le troisième procédé (voy. p. 317), en versant un arséniate soluble dans une dissolution saline, contenant l'acide que l'on veut transformer en arséniate.

DES MÉTAUX DE LA PREMIÈRE CLASSE.

Ces métaux sont au nombre de six : le potassium, le sodium, le calcium, le baryum, le strontium et le lithium. Ils offrent des propriétés communes que j'ai exposées en énumérant les caractères des six classes (voy. p. 270). En se combinant avec une certaine quantité d'oxygène, ils donnent naissance à des oxydes que l'on appelle *alcalis.*

Ces oxydes sont au nombre de treize, savoir : deux de calcium, deux de strontium, deux de baryum, un de *lithium,* trois de potassium et trois de sodium (1). Ils sont tous solides, doués d'une saveur âcre plus ou moins caustique. Six d'entre eux se dissolvent dans l'eau, sans éprouver ni faire éprouver à ce liquide la moindre décomposition : tels sont les protoxydes de potassium, de sodium, de calcium, de strontium et de baryum, et l'oxyde de lithium : on les appelait autrefois *alcalis,* groupe auquel on ajoutait encore l'ammoniaque. Cinq de ces oxydes, savoir : les peroxydes de potassium, de sodium, de calcium, de baryum et de strontium, ne se dissolvent dans ce liquide qu'autant qu'ils perdent de l'oxygène et se changent en protoxydes. Les sous-oxydes de potassium et de sodium ne se dissolvent au contraire dans l'eau qu'en absorbant une certaine quantité d'oxygène de ce liquide.

Ainsi dissous et transformés en *alcalis,* ils verdissent le sirop de violettes, rougissent la couleur jaune du curcuma, et ramènent au bleu la couleur de l'*infusum* de tournesol rougie par les acides ; ils ont la plus grande tendance à s'unir avec les acides, dont ils font disparaître, en tout ou en partie, les caractères ; et on peut dire que les six d'entre eux qui constituent les alcalis enlèvent complétement, ou presque complétement, les acides à toutes les dissolutions salines formées par les oxydes métalliques des six dernières classes, et par l'ammoniaque.

Exposés à l'*air,* ces oxydes alcalins en attirent rapidement l'humidité et passent à l'état d'hydrates ; bientôt après ils absorbent le gaz acide carbonique et se transforment en carbonates.

Ils se combinent avec tous les *acides,* et forment des sels qui sont solubles ou insolubles dans l'eau.

DES SELS FORMÉS PAR LES MÉTAUX DE LA PREMIÈRE CLASSE.

Les dissolutions des sels de la première classe ne sont décomposées ni troublées par l'ammoniaque, ni par les sulfures solubles ; les sels de chaux *neutres* sont les seuls qui soient précipités en blanc jaunâtre par le cyanure jaune de potassium et de fer ; le précipité est un cyanure triple de potassium, de calcium et de fer hydraté. Ces caractères suffisent pour les distinguer des sels des autres classes.

---

(1) L'oxyde de magnésium, appartenant à la deuxième classe, est également rangé parmi les alcalis minéraux (voy. *deuxième classe*).

DU POTASSIUM. K. **Équivalent** = 490
(et suivant Gerhardt, 487,50, c'est-à-dire 37 fois celui de l'hydrogène).

Le potassium se trouve dans la nature, combiné avec l'oxygène dans certains sels et dans quelques produits volcaniques. Il est solide, très-ductile, plus mou que la cire; lorsqu'on le coupe, on voit que la section est lisse, qu'il est doué d'un grand éclat métallique qu'il perd par le contact de l'air, et qu'il ressemble à l'argent poli; sa texture est cristalline; son poids spécifique est de 0,865 à la température de 15° c.; au-dessous de 0°, il est un peu cassant et sa cassure offre des indices de cristallisation.

S'il est chauffé, le potassium, placé dans de l'huile de naphthe, fond à la température de 55° c.; si on le met dans une petite cloche de verre, et qu'on le chauffe jusqu'au rouge naissant, il se volatilise et donne des vapeurs vertes.

Mis en contact avec le gaz *oxygène,* il s'en empare subitement, même à la température ordinaire; il devient d'abord bleuâtre, puis se transforme en protoxyde blanc; enfin il finit par se changer en peroxyde d'un jaune verdâtre; on observe principalement cette oxydation à la surface du métal. Si on élève sa température jusqu'à le faire fondre, l'absorption de l'oxygène est rapide et se fait avec dégagement de calorique et de lumière; il en résulte du peroxyde de potassium. L'*air* atmosphérique agit sur lui à chaud à peu près comme le gaz oxygène, mais avec moins d'énergie : il le fait passer à l'état de carbonate, à la température ordinaire, par l'acide carbonique qu'il contient.

Lorsqu'on élève un peu la température du potassium, et qu'on l'agite dans du gaz *hydrogène,* on obtient un hydrure de potassium solide, gris, sans apparence métallique, inflammable à l'air et au contact du gaz oxygène. Cet hydrure est sans usages. Suivant M. Sementini, on devrait admettre l'existence de deux autres composés d'hydrogène et de potassium.

On ne peut pas combiner directement le *bore* avec le potassium; toutefois la masse brune que l'on obtient en décomposant l'acide borique par ce métal paraît contenir du *borure* de potassium; du moins elle décompose l'eau à froid et en dégage de l'hydrogène, ce que ne fait pas le bore.

Quoiqu'on ne puisse pas combiner directement le potassium avec le *charbon,* on est obligé d'admettre l'existence d'un composé de ce genre, *au moins;* en effet, lorsqu'on prépare du potassium par la méthode de Brunner (voy. p. 351), il reste dans la cornue une masse noire char-

bonneuse qui, mise dans l'eau, fournit du carbure d'hydrogène gazeux et du carbonate de potasse, et que Berzelius regarde comme du *percarbure* de potassium.

Le *phosphore*, chauffé avec ce métal dans des vaisseaux fermés, donne un phosphure caustique, terne, brun-marron, facile à réduire en poudre, qui décompose l'eau en donnant naissance à de l'hypophosphite de potasse, à du phosphure d'hydrogène gazeux, et à du gaz hydrogène.

On peut aussi combiner directement le *soufre* et le potassium au moyen de la chaleur; cette combinaison se fait avec un grand dégagement de calorique et de lumière; le sulfure qui en résulte est un *persulfure*. Il existe plusieurs sulfures de potassium: 1° le *monosulfure* KS. Il est en cristaux incolores, d'une odeur et d'une saveur sulfureuses, très-soluble dans l'eau, et d'une réaction alcaline. L'oxygène le transforme en hyposulfite de potasse et en potasse libre sans le colorer; l'hyposulfite ne passe jamais à l'état de sulfite ni de sulfate; l'air atmosphérique agit de même, si ce n'est qu'au lieu de potasse libre, on obtient du carbonate de potasse; comme l'acide carbonique peut décomposer une partie du monosulfure, il arrive alors que la quantité d'hyposulfite produite est très-faible et qu'il se forme un carbonate; dans ce cas, l'eau est décomposée, l'oxygène oxyde le potassium, et l'hydrogène donne, avec le soufre, de l'acide sulfhydrique.



$$KS, CO^2, HO = KO, CO^2, HS.$$

Il peut même se faire que cet acide sulfhydrique soit décomposé par l'air pour former de l'eau et du soufre; ce dernier, se dissolvant dans la portion de monosulfure non altérée, lui donne une teinte jaune (Fordos et Gélis).

Préparation. On sature de la potasse par le gaz acide sulfhyrique; le sulfhydrate de monosulfure de potassium obtenu est transformé en monosulfure par une portion de potasse égale à celle qui avait été traitée par l'acide sulfhydrique.

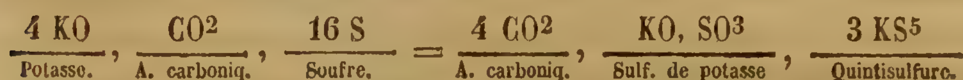
Polysulfures. 1° *bisulfure,* KS^2; *trisulfure,* KS^3; *trisulfure plus sulfuré,* $KS^3\,{}^1\!/_2$; *quadrisulfure,* KS^4; *quadrisulfure plus sulfuré,* $KS^4\,{}^1\!/_2$; *quintisulfure,* KS^5 (voy. *Polysulfures* à la p. 285).

Du foie de soufre. On désigne sous ce nom le *quintisulfure* de *potassium* ou le *persulfure* uni à une certaine proportion de sulfate de potasse, s'il a été obtenu à une température élevée.

Il est solide, d'une couleur brune, dur, fragile et vitreux dans sa cassure; il est doué d'une saveur âcre, caustique et amère; il verdit le si-

rop de violettes ; il est très-soluble dans l'eau, qu'il colore en jaune rougeâtre ; cette dissolution n'est que du quintisulfure de potassium et du sulfate de potasse ; si on la laisse à l'air, l'excès de soufre se précipite ; le sulfure restant en dissolution absorbe l'oxygène de l'air et passe à l'état d'*hyposulfite* de potasse (1). Le foie de soufre exposé à l'air en attire l'humidité, et éprouve des changements analogues à ceux que l'eau lui fait subir. (Voy. *Sulfures*, p. 282, pour les autres propriétés.)

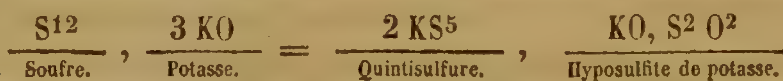
Pour obtenir le foie de soufre, on chauffe ensemble dans un creuset du soufre pulvérisé et du carbonate de potasse ; on fait rougir le mélange pendant une heure environ, et on coule le produit sur une table de marbre ; on l'enferme dans des flacons bien secs, et on le conserve à l'abri du contact de l'air. Dans cette expérience, le soufre dégage l'acide carbonique du carbonate ; une partie de ce soufre s'empare de l'oxygène d'une portion de potasse pour passer à l'état d'acide sulfurique et former du sulfate de potasse avec la portion d'alcali non décomposée ; l'autre partie du soufre forme du persulfure avec le potassium provenant de la potasse décomposée.



$$\underbrace{4\ KO}_{\text{Potasse.}},\ \underbrace{CO^2}_{\text{A. carboniq.}},\ \underbrace{16\ S}_{\text{Soufre.}} = \underbrace{4\ CO^2}_{\text{A. carboniq.}},\ \underbrace{KO,\ SO^3}_{\text{Sulf. de potasse}},\ \underbrace{3\ KS^5}_{\text{Quintisulfure.}}$$

Si l'on a employé moins de soufre, on obtient un foie de soufre contenant un sulfure de potassium moins sulfuré que le quintisulfure.

S'il a été préparé en faisant bouillir une dissolution de potasse caustique avec un excès de soufre, il est formé d'hyposulfite de potasse et de quintisulfure de potassium.



$$\underbrace{S^{12}}_{\text{Soufre.}},\ \underbrace{3\ KO}_{\text{Potasse.}} = \underbrace{2\ KS^5}_{\text{Quintisulfure.}},\ \underbrace{KO,\ S^2\,O^2}_{\text{Hyposulfite de potasse.}}$$

Enfin MM. Fordos et Gélis ont prouvé que si le foie de soufre a été préparé à une température qui ne dépasse pas 180° ; il est composé de *polysulfure* de potassium et d'hyposulfite de potasse, *sans sulfate* (*Journal de pharmacie*, novembre 1846).

Le foie de soufre doit être regardé comme un des médicaments les plus utiles : pris à petite dose, il augmente la chaleur générale et les sécré-

---

(1) Parmi les divers sulfures de potassium, le monosulfure est le seul dont la dissolution aqueuse exposée à l'air ne laisse pas précipiter de soufre en se transformant en hyposulfite.

tions muqueuses, qui deviennent plus fluides; il produit souvent des nausées, des vomissements, etc.; à la dose de 4 ou 6 grammes, il agit comme un des plus violents caustiques; par conséquent son administration exige beaucoup de prudence. Il est employé avec le plus grand succès dans une foule de maladies cutanées, dartreuses, psoriques et autres, dans les scrofules, dans le croup, l'asthme, la coqueluche, les toux et les rhumatismes chroniques; la dose est de 20, 30 ou 40 centigrammes deux fois par jour. On l'administre rarement dissous dans l'eau, à cause de son odeur et de sa saveur désagréables. Chaussier a fait préparer un sirop qui peut être très-avantageux : on dissout 8 grammes de foie de soufre dans 250 grammes d'eau distillée de fenouil; on filtre la dissolution et on y ajoute 500 grammes de sucre; 32 grammes de ce sirop contiennent 30 centigrammes de persulfure. On peut aussi donner le foie de soufre dans du miel. On s'en sert souvent à l'extérieur; il fait la base du liniment sulfureux antipsorique de M. Jadelot; il est employé à préparer des douches et des bains sulfureux, il suffit pour cela d'en faire dissoudre 1 partie dans 1,000 parties d'eau. Navier l'avait proposé comme contre-poison des dissolutions d'arsenic, de plomb, de cuivre, de mercure, etc. J'ai prouvé que non-seulement il ne s'opposait pas aux effets de ces poisons, mais qu'il était dangereux de l'administrer, à raison de ses propriétés caustiques. L'expérience démontre chaque jour que le *bisulfure de calcium,* obtenu en faisant bouillir parties égales de soufre et de chaux vive dans l'eau, peut remplacer à merveille celui de potassium, dont je viens de faire l'histoire, surtout pour les applications externes : son emploi devrait donc devenir plus général, puisqu'il est moins dispendieux. Le foie de soufre préparé avec le carbonate de soude agit sur l'économie animale comme celui de potasse, et peut être employé dans les mêmes circonstances et aux mêmes doses. C'est le monosulfure de sodium qui constitue le composé sulfureux qui existe dans les *eaux de Barèges, de Cauterets*, etc.

Empoisonnement. A la dose de quelques grammes, s'il n'est pas vomi, il irrite, enflamme, ulcère et perfore les tissus du canal digestif; il produit, en outre, des accidents graves résultant de son absorption. Pour déceler le foie de soufre dans les matières vomies, dans celles que l'on trouve dans le canal digestif après la mort, dans les organes où il a été porté par absorption, et dans l'urine, on chauffe ces matières avec de l'acide acétique pur dans un matras auquel on adapte un tube recourbé, qui vient se rendre dans une dissolution d'acétate de plomb; quelques minutes suffisent pour qu'il se dégage du gaz acide sulfhydrique, lequel vient transformer l'acétate de plomb en *sulfure noir;* en même temps,

il se dépose du soufre dans le matras, et la liqueur contient de l'acétate de potasse (voy. *Potasse*, pour le procédé propre à constater la présence de cet alcali). Il faut ajouter que dans la plupart des cas, dans l'empoisonnement dont il s'agit, la membrane muqueuse de l'estomac est enduite d'une couche de soufre d'un blanc jaunâtre, parce qu'une partie du foie de soufre a été décomposée par les acides contenus dans l'estomac. Si la recherche médico-légale de ce poison n'avait lieu que lorsque le cadavre serait déjà pourri, il pourrait s'être développé de l'acide sulfhydrique dans les organes qui auraient subi la décomposition putride, ce qui compliquerait l'opération (voy. ma *Médecine légale*, t. III, 4e édit.).

Sulfhydrate de monosulfure de potassium, KS, HS. Il est anhydre; on peut l'obtenir en chauffant du potassium avec de l'acide sulfhydrique gazeux sec. S'il a été préparé en saturant une dissolution de potasse par l'acide sulfhydrique gazeux, il est en dissolution ou en gros prismes incolores à quatre ou six pans terminés par des pyramides à quatre ou six faces; sa réaction est alcaline; les acides en dégagent deux fois autant d'acide sulfhydrique que du monosulfure, sans qu'il y ait dépôt de soufre. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il attire d'abord l'humidité de l'air, puis l'oxygène, et finit par passer à l'état de polysulfure jaune, qui se transforme en hyposulfite de potasse incolore; sa dissolution aqueuse, chauffée, perd l'acide sulfhydrique et laisse du monosulfure de potassium. Il précipite les dissolutions salines de manganèse et de cuivre avec dégagement de gaz acide sulfhydrique; tandis que le monosulfure de potassium, qui précipite aussi ces dissolutions, ne donne lieu à aucun dégagement de gaz. On l'emploie comme réactif pour distinguer certaines dissolutions métalliques.

L'*iode* s'unit au potassium avec dégagement de beaucoup de chaleur et de lumière; l'iodure qui en résulte KI a une apparence nacrée et cristalline: il existe dans les fucus, dans certaines eaux minérales, dans les eaux mères des salins, etc. Purifié et convenablement évaporé, il est en cristaux cubiques d'un blanc laiteux, presque toujours opaques, quelquefois transparents, ou en octaèdres, d'une saveur âcre, piquante, facilement fusibles et se volatilisant à la température rouge; il est déliquescent et produit un abaissement considérable de température en se dissolvant dans l'eau. Cent parties d'eau à 10° en dissolvent 143 parties, tandis qu'à 120° c., c'est-à-dire à la température à laquelle la dissolution entre en ébullition, elles en dissolvent 221 parties. L'iodure de potassium est moins soluble dans l'alcool; on le reconnaîtra aux caractères des *iodures* et des sels de potasse.

Préparation. On verse une dissolution de potasse sur de l'iode; il se forme de l'iodure de potassium et de l'iodate de potasse que l'on évapore jusqu'à siccité, et que l'on calcine ensuite avec du charbon à une chaleur un peu au-dessous du rouge; le charbon enlève l'oxygène à l'acide iodique et à la potasse de l'iodate de potasse, et transforme celui-ci en iodure de potassium; d'où il résulte que l'on n'obtient pour résidu que de l'iodure de potassium et l'excès de charbon; on traite par l'eau, qui dissout l'iodure; on filtre et on fait cristalliser. Si l'on n'employait pas de charbon, on décomposerait également l'iodate de potasse en iodure de potassium; mais comme il faudrait une température plus élevée, et que l'iodure de potassium se volatiliserait à cette température, il est préférable de faire usage de charbon.

On le prépare aussi en décomposant le protoiodure de fer par le carbonate de potasse. Pour cela on place dans un matras 100 parties de limaille de fer, 30 d'iode et 500 d'eau distillée; on chauffe jusqu'à ce que la liqueur, de brune qu'elle est, devienne incolore. On filtre le protoiodure de fer ainsi obtenu, et on le décompose peu à peu par une solution de carbonate de potasse, qui précipite le fer à l'état de carbonate insoluble, tandis que l'iode se combine avec le potassium et forme un iodure soluble; on sépare ces deux produits par le filtre, et l'on obtient l'iodure de potassium par la concentration de la liqueur, sous forme de cristaux assez volumineux.

L'iodure de potassium simple ou *ioduré* est employé avec succès dans le traitement de la plupart des goîtres, dans certaines affections scrofuleuses, comme l'a prouvé le Dr Coindet, de Genève (voy. *Iode*, p. 69), et dans plusieurs formes de la syphilis. On en dissout 2 grammes 50 centigrammes dans 30 grammes d'eau distillée: on prescrit d'abord de 6 à 10 gouttes de solution dans une demi-tasse d'eau sucrée, trois fois par jour, augmentant ou diminuant cette dose selon ses effets. Toutefois il est préférable d'employer ce médicament à l'extérieur; on fait des frictions soir et matin sur la tumeur avec un morceau de pommade gros comme une noisette, composée de 2 grammes d'iodure de potassium et de 45 grammes de graisse de porc. J'engage le lecteur à consulter les mémoires du Dr Coindet, insérés dans les tomes XV, XVI et XVIII des *Annales de chimie et de physique*. On l'a également employé dans certains cas de cancers, de gonflement scorbutique des gencives, d'hypertrophie du cœur, etc. Il sert aussi en photographie.

Il a été quelquefois falsifié avec du *chlorure* de *potassium;* pour reconnaître cette altération, on se sert de l'azotate d'argent ammoniacal, qui donne un précipité d'iodure d'argent; on filtre, on sature l'ammoniaque

de la liqueur par de l'acide azotique, et il se précipite du chlorure d'argent. Si l'iodure de potassium était falsifié par du *carbonate de potasse*, on le mêlerait avec un lait de chaux; il se précipiterait du carbonate de chaux; la liqueur filtrée contiendrait de la potasse libre; en la traitant par des quantités petites et successives d'iode, celui-ci se dissoudrait sans la colorer, tandis que si l'iodure de potassium était pur, il serait coloré en brun. Si l'iodure contenait du *bromure* de *potassium*, le chlore liquide précipiterait d'abord l'iode, puis le brome; en agitant le mélange dans un tube avec de l'éther, celui-ci viendrait à la partie supérieure, tenant le brome en dissolution, et serait d'un jaune orangé.

Le *brome* se combine avec le potassium et fournit un *bromure* kBr, en cubes ou en longs parallélipipèdes rectangulaires qui, étant chauffés, décrépitent et fondent sans se décomposer. On le prépare en dissolvant du brome dans la potasse; la liqueur composée de bromure et de bromate est évaporée, le produit sec est calciné jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'oxygène; en ce moment, le bromate se trouve transformé en bromure de potassium. On a employé ce sel comme antiscrofuleux et emménagogue.

Lorsqu'on agite le potassium dans un flacon plein de *chlore* gazeux, celui-ci est absorbé et solidifié, d'où il résulte qu'il y a dégagement de calorique et de lumière; il se forme du *chlorure de potassium*. Ce chlorure K Cl, connu autrefois sous le nom de *sel fébrifuge de Sylvius*, se trouve dans quelques liqueurs animales, dans les cendres des varechs, des feuilles et des tiges de tabac, et de plusieurs autres végétaux, et dans certaines eaux minérales. Il cristallise en cubes ou en prismes à quatre pans *anhydres*, d'une saveur piquante, amère, peu altérables à l'air; il décrépite au feu, et fond si on le chauffe assez fortement, puis se volatilise. Cent parties d'eau à 0° en dissolvent 19,2 p. et 59,3 à 100°,6. Pendant sa dissolution dans l'eau, il produit un abaissement de température assez considérable: ainsi 1 partie de ce chlorure et 4 parties d'eau abaissent la température de 11°,4. Il est insoluble dans l'alcool. On l'a employé comme fondant dans la fabrication du verre, pour fabriquer l'alun, et pour transformer l'azotate de chaux des matériaux salpêtrés en azotate de potasse. Il a été regardé pendant longtemps comme apéritif, digestif, désobstruant, etc.; mais il est entièrement abandonné aujourd'hui.

Préparation (voy. p. 317, 1er ou 2e procédé).

Le *cyanogène*, chauffé avec du potassium dans une cloche courbe sur le mercure, donne du *cyanure* de *potassium* KCy. Il est le produit de l'art. Il cristallise en cubes *anhydres* ou en cristaux dérivant du cube;

il répand une légère odeur cyanhydrique à l'air, par suite de la décomposition que déterminent l'humidité et l'acide carbonique. Il peut éprouver la fusion ignée sans se décomposer ; cependant, à une chaleur blanche, il se dégage de l'azote, et il reste du carbure de potassium. Il est très-soluble dans l'eau et il a une réaction fortement alcaline ; cette dissolution, exposée à l'air, donne de l'acide cyanhydrique, et finit par se transformer en carbonate de potasse. M. Pelouze a démontré qu'en la faisant bouillir, elle se transforme *lentement* en ammoniaque et en formiate de potasse. Les acides faibles décomposent le cyanure de potassium avec dégagement d'acide cyanhydrique. Il réduit par la voie sèche un grand nombre d'oxydes métalliques ; Liebig le regarde comme un des agents de réduction les plus puissants.

Préparation. On fait arriver de l'acide cyanhydrique dans une dissolution alcoolique de potasse (Wiggers) ; l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxygène de la potasse. Si l'on emploie le procédé du Codex, qui consiste à décomposer le cyanure jaune de potassium et de fer à une température rouge, le cyanure de fer seul est décomposé et laisse du carbure de fer ; on traite le produit par l'eau, qui ne dissout que le cyanure de potassium ; mais celui-ci n'est pas aussi pur que celui qui a été obtenu par le procédé de Wiggers. Si l'on calcine les substances azotées, telles que le sang desséché, la fibrine, etc., avec du carbonate de potasse, le produit renferme une énorme proportion de carbonate et fort peu de cyanure. On prépare actuellement en grand, pour les besoins du commerce, le cyanure de potassium, d'après le procédé de Desfosses, en faisant arriver de l'air atmosphérique sur un mélange de carbonate de potasse et de charbon.

Le cyanure de potassium agit sur l'économie animale comme l'acide cyanhydrique ; il est employé dans les mêmes circonstances et avec les mêmes précautions. S'il est pur, il est excessivement vénéneux ; celui que l'on obtient en calcinant les matières azotées est beaucoup moins actif et n'agit guère que par le carbonate de potasse, qu'il renferme en si grande quantité (voy. mon mémoire dans le *Journal de chimie médicale*, février 1843). Dans les arts, et notamment dans la dorure et dans l'argenture, on emploie le cyanure du commerce.

L'*azote* est sans action sur le potassium, en sorte que l'on peut très-bien conserver ce métal si oxydable dans ce gaz.

Le *silicium* se combine avec le potassium, et il en résulte un siliciure brun, sans éclat métallique.

Si l'on introduit un peu d'*eau* dans une éprouvette pleine de mercure, renversée sur la cuve de ce métal, et qu'on y fasse entrer un petit

fragment de potassium, la décomposition de l'eau aura lieu dans l'instant même où le métal sera en contact avec elle; le gaz hydrogène sera mis à nu, et le potassium, en s'emparant de l'oxygène, passera à l'état de protoxyde, susceptible de verdir le sirop de violettes. Cette expérience aura lieu avec un léger dégagement de lumière, si la température de l'eau est à 70° c., comme l'a prouvé M. Balcells, directeur du collége de pharmacie de Barcelone. Si, au lieu de faire réagir ces deux corps sans le contact de l'air, on jette quelques fragments de potassium dans une terrine pleine d'eau, le métal tourne, s'agite en tous sens, court à la surface du liquide, le décompose, et dégage une vive lumière; ce dernier phénomène ne dépend pas exclusivement, comme on l'avait cru avant les expériences de M. Balcells, de ce que la chaleur développée est assez forte pour enflammer le gaz hydrogène, puisqu'il a lieu à l'abri du contact de l'air; il tient à la fois à l'élévation de température produite par la combinaison de l'oxygène de l'eau avec le métal, et à ce que la combustibilité de l'hydrogène est augmentée par une petite quantité de potassium avec lequel il est uni. Si, lorsque le potassium s'agite sur l'eau, on le frappe fortement avec une spatule de bois ou de fer en cherchant à l'enfoncer vivement dans l'eau, il se produit une forte détonation, et il se dégage beaucoup de gaz hydrogène qui, s'élançant dans l'air, s'enflamme tout à coup par le moyen du feu qui éclate à la suite du frottement brusque qui a été opéré (Wagner).

Les oxydes de *phosphore* et d'*azote* sont décomposés à une température élevée, par le potassium, qui s'empare de leur oxygène et passe à l'état d'oxyde.

Les *acides* solides et gazeux, parfaitement desséchés, formés par l'oxygène et par un corps simple, tels que les acides borique, phosphorique, sulfureux, etc., sont décomposés en totalité ou en partie, à une température élevée, par le potassium, qui leur enlève tout l'oxygène qu'ils renferment; il en résulte des produits variables : l'acide *borique,* par exemple, donne du bore et du borate de protoxyde de potassium; avec l'acide carbonique, on obtient du carbone et du protoxyde de potassium; l'acide *phosphorique* fournit du protoxyde de potassium phosphoré, si le potassium est en excès; dans le cas contraire il donne du phosphate de protoxyde de potassium et du phosphore; le gaz acide *sulfureux* transforme le potassium en protoxyde, et le soufre est mis à nu; le gaz acide *azoteux* donne du protoxyde de potassium et du gaz azote, etc. Si les acides formés par l'oxygène contiennent de l'eau, celle-ci est décomposée, même à la température ordinaire, et il se forme du protoxyde de potassium hydraté (potasse), qui se combine avec l'acide non décomposé.

Les gaz acides *chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, sulfhydrique sélenhydrique,* etc., sont décomposés à chaud par le potassium ; l'hydrogène est mis à nu, tandis que le chlore, le brome, l'iode, le soufre ou le sélénium forment avec le métal un chlorure, un iodure, un sulfure, etc. Si l'on met peu à peu de l'acide *fluorhydrique* liquide sur du potassium, le gaz hydrogène se dégage, et il se forme du fluorure de potassium ; la quantité d'hydrogène et de calorique dégagée est tellement grande et subite, qu'il y aurait une vive détonation si l'on employait beaucoup d'acide. Le potassium, à une température élevée, décompose le gaz *fluoborique*, et il en résulte du bore et du fluorure de potassium. On ignore quelle est l'action de ce métal sur le carbure d'hydrogène gazeux ; il décompose à chaud le *phosphure d'hydrogène,* met l'hydrogène à nu, et forme avec le phosphore un phosphure de couleur de chocolat.

Si l'on chauffe du *potassium* ou du *sodium* dans du gaz ammoniac jusqu'à ce que les métaux aient disparu en entier, une partie du gaz sera absorbée et une autre décomposée ; il se dégagera un volume d'hydrogène égal à celui que le potassium ou le sodium donneraient avec de l'eau. Le produit résultant de cette action sera solide, couleur d'olive, décomposable par la chaleur en ammoniaque, en un mélange d'hydrogène et d'azote dans les proportions de H^3 Az, et en un corps graphiteux non fusible qui parait avoir pour formule K^3 Az, tandis que le corps olive serait K^3 Az, 2 H^3 Az.

Caractères distinctifs du potassium. 1° Ses propriétés physiques ; 2° son action sur l'eau, au contact de l'air et en vases clos ; 3° son action sur l'air à la température ordinaire.

Le potassium a été découvert par H. Davy en 1807.

Préparation. On l'obtient en décomposant la potasse (ou protoxyde hydraté de potassium) par plusieurs procédés. 1° On peut se servir de la pile, comme je l'ai dit : pour cela on creuse une cavité dans un fragment de potasse pure ; on y met du mercure, et on ne tarde pas à la décomposer ; l'oxygène de l'oxyde et de l'eau qu'il renferme se rend au fil positif, tandis que le fil négatif attire l'hydrogène, qui se dégage à l'état de gaz, et le métal, qui se combine avec le mercure ; on sépare celui-ci de cette combinaison en distillant le mercure. Lorsqu'on décompose ainsi la potasse, on ne peut se procurer qu'une petite quantité de métal.

2° Il n'en est pas de même lorsqu'on suit le procédé de Gay-Lussac et Thénard, qui consiste à décomposer cet oxyde hydraté par le fer à une température très-élevée, et mieux encore en employant le procédé de M. Brunner, qui est le seul suivi par le commerce aujourd'hui.

Ce procédé consiste à décomposer à une température élevée, dans une cornue de fer forgé, un mélange de 4 parties de tartre charbonné (carbonate de potasse et charbon) et d'une partie de charbon de bois. La cornue étant placée dans un bon fourneau à vent, on adapte à son col un canon de fusil destiné à conduire le potassium en vapeur dans une sorte de boîte en cuivre remplie d'huile de naphthe, où il se condense; dans la paroi externe, et vis-à-vis du col de la cornue, il y a un trou fermé par un bouchon qui permet d'introduire à volonté une tige de fer dans le tube lorsqu'il est obstrué; on distille le potassium obtenu dans un vase de fer, afin de le priver du charbon qu'il a entraîné avec lui. Ce procédé est le plus économique, parce que les matériaux employés sont peu coûteux, et qu'on peut l'exécuter assez en grand pour obtenir 120 à 150 grammes de métal à la fois; toutefois le potassium qui en provient est moins pur que celui qui a été préparé d'après la méthode de Gay-Lussac et Thénard. Cinq cents grammes d'un mélange fait avec 375 grammes de tartre charbonné et 125 grammes de charbon de bois fournissent de 30 à 40 grammes de potassium. C'est dans cette opération qu'il se forme du *croconate de potasse* et du *carbure de potassium*.

M. Clémens a proposé quelques modifications à cet appareil (voyez *Journ. de pharm.*, septembre 1847).

DES OXYDES DE POTASSIUM.

Ces oxydes sont au nombre de trois K^2O, KO, KO^3.

Sous-oxyde = K^2O. Il décompose l'eau sans inflammation et dégage deux fois moins d'hydrogène que le potassium; il s'enflamme à 25° ou 30°, et donne du protoxyde et du peroxyde. On l'obtient en exposant à l'air humide des plaques de potassium présentant une grande surface.

Protoxyde. Il existe dans la nature combiné aux acides; on le trouve aussi dans presque toutes les roches, dans le feldspath, et quelquefois en assez grande quantité dans la terre labourable et l'argile.

Lorsqu'il a été convenablement purifié et fondu, il est solide, anhydre, d'une belle couleur blanche, très-caustique, et plus pesant que le potassium; il verdit fortement le sirop de violettes, et rougit la couleur du curcuma. Il fond un peu au-dessous de la chaleur rouge, et ne peut être décomposé à aucune *température*. Il est décomposable par la pile électrique. Le gaz *oxygène* le transforme en peroxyde de potassium, à une haute température. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone*, n'exercent aucune action sur lui. Le *phosphore* et le *soufre* s'y unissent, et donnent des

produits dont les propriétés sont analogues à celles du phosphure et du sulfure, décrits à la page 343.

Si l'on fait passer de la vapeur d'*iode* ou du *chlore gazeux* parfaitement secs à travers ce protoxyde chauffé jusqu'au rouge obscur, il est décomposé, et l'on obtient du gaz oxygène et de l'iodure ou du chlorure de potassium. Si l'on fait un mélange d'eau, d'*iode* et de ce protoxyde, l'eau se décompose; il se forme de l'acide iodique et de l'acide iodhydrique qui, en se combinant avec le protoxyde, donnent naissance à de l'iodate et à de l'iodure de potassium. L'eau saturée de protoxyde de potassium est également décomposée par le *chlore;* son hydrogène forme avec ce corps de l'acide chlorhydrique, tandis que son oxygène donne naissance à de l'acide chlorique, et l'on obtient par conséquent du chlorate et du chlorure de potassium (voy. p. 332). L'*azote* est sans action sur le *protoxyde de potassium.* L'*air* atmosphérique, à la température ordinaire, lui cède de l'eau et de l'acide carbonique, en sorte qu'il se forme du carbonate de protoxyde de potassium déliquescent; mais si la température est élevée, l'oxyde de potassium passe à l'état de peroxyde, qui ne tarde pas à être décomposé par l'acide carbonique, et il se produit encore le même sel. L'*eau* est absorbée par ce protoxyde avec dégagement de chaleur, et il en résulte de l'hydrate de protoxyde de potassium (potasse).

Il n'a point d'usages.

Il est formé de 83,10 de potassium et de 16,90 d'oxygène.

Préparation. On l'obtient : 1° en faisant agir le gaz oxygène desséché sur le métal, qui ne tarde pas à se transformer en protoxyde; on doit éviter d'employer l'air, qui contient toujours de l'acide carbonique; 2° en chauffant fortement l'azotate de potasse qui passe à l'état de peroxyde de potassium, lequel se transforme ensuite en oxygène et en protoxyde.

Potasse (*hydrate de protoxyde de potassium*) KO,HO.=La potasse jouit des mêmes propriétés *physiques* que le protoxyde de potassium; elle fond au-dessous de la chaleur rouge et se volatilise ensuite en produisant des vapeurs blanches. Soumise à l'action de la pile électrique, elle est décomposée. Chauffée à l'*air,* elle perd une portion de son eau et passe en grande partie à l'état de peroxyde; à la température ordinaire, l'*air* atmosphérique lui cède de l'eau, de l'acide carbonique, et la transforme en carbonate déliquescent. Le *charbon,* à une température rouge-cerise, décompose l'eau qu'elle renferme, et donne du carbure d'hydrogène gazeux et du gaz acide carbonique; celui-ci s'unit au protoxyde de potassium; si la chaleur est rouge blanc, la potasse est égale-

ment décomposée, et l'on obtient du carbure d'hydrogène, du gaz oxyde de carbone, et du potassium. Si l'on chauffe du *phosphore* et de la potasse, on obtient de l'hypophosphite de potasse et du phosphure de potassium; celui-ci est décomposé par l'eau de la potasse, et donne du phosphure d'hydrogène gazeux, spontanément inflammable.

Le soufre agit sur la potasse à la chaleur rouge brun, et fournit du *foie de soufre,* c'est-à-dire un mélange de quintisulfure de potassium et de sulfate de potasse (voy. p. 343).

Lorsqu'on fait réagir le *chlore* sur de la potasse solide légèrement chauffée, il se dégage de l'oxygène et de l'eau, et l'on obtient du chlorure de potassium. Si le chlore agit sur une dissolution de potasse peu concentrée, il se forme de l'*eau de Javelle,* dont les propriétés médicales sont les mêmes que celles du chlorure de soude (voy. *Soude*). Si la dissolution de potasse était concentrée, on obtiendrait du chlorate de potasse et du chlorure de potassium.

L'eau de Javelle, qui détruit énergiquement les couleurs végétales, sert au blanchîment. Elle est généralement considérée comme un composé de chlorure de potassium et d'hypochlorite d'oxyde de potassium.



Plusieurs chimistes pensent qu'elle est formée de chlore et de chaux.

L'*iode* s'unit très-bien à la potasse pure et sèche, d'après M. Grouvelle; à une température rouge, il la décompose, et en dégage du gaz oxygène.

La *potasse* détermine dans la dissolution aqueuse du *cyanogène* la formation d'acides cyanhydrique et carbonique, qui se combinent avec elle, et il se dégage de l'ammoniaque. Si l'alcali a été employé en excès, il ne se forme pas de dépôt brun, parce que la matière qui le constitue est soluble dans l'alcali, auquel elle communique cependant cette couleur. Si, au lieu de potasse, on faisait agir sur le cyanogène de l'ammoniaque liquide, on obtiendrait, entre autres produits, de l'acide oxalique et une substance blanche cristalline, qui paraît être de l'*urée.*

La potasse absorbe l'eau avec dégagement de calorique et s'y dissout en très-grande quantité; l'hydrate formé contient cinq équivalents d'eau; la dissolution est incolore, caustique, et susceptible de cristalliser en rhomboèdres pointus, dont les arêtes sont ordinairement remplacées par des faces; quelquefois ce sont des octaèdres groupés ensemble, par exemple, lorsque après avoir concentré une dissolution de potasse on

la laisse longtemps en repos dans un vase clos et dans un endroit frais; ces cristaux mis dans le vide perdent de l'eau et deviennent 2 KO, 3 HO. Elle s'empare subitement du gaz acide carbonique de l'atmosphère, et se transforme en carbonate *déliquescent*. Les acides peuvent se combiner avec elle et former des sels de potasse, en général solubles, que j'examinerai après avoir fait l'histoire du peroxyde. Les acides carbazotique, perchlorique, tartrique et fluorhydrique silicé, précipitent pourtant la potasse.

Lorsqu'on chauffe dans un creuset de l'acide silicique et de la potasse, ces deux corps se combinent et donnent des silicates, qui, selon les proportions d'acide ou de base qu'ils contiennent, offrent des propriétés différentes. La potasse attaque l'alumine, le verre et la porcelaine; aussi doit-on éviter de la concentrer dans des vases faits avec ces sortes de matières.

Caractères distinctifs de la potasse pure. 1° Elle verdit le sirop de violettes, 2° elle n'est point troublée par l'acide carbonique, 3° elle est précipitée en blanc par l'acide perchlorique et par l'acide fluorhydrique silicé; 4° le chlorure de platine la précipite en jaune-serin; le précipité est dur, cristallin, grenu, et adhérent aux parois du verre; 5° l'acide tartrique en excès forme dans ses dissolutions un précipité blanc cristallin, 6° le sulfate d'alumine y détermine aussi un précipité blanc cristallin de sulfate double d'alumine et de potasse.

Elle est formée de 83,99 de protoxyde et de 16,01 d'eau.

La potasse pure est souvent employée dans les laboratoires comme réactif. Son action caustique est tellement forte, qu'on ne l'a presque jamais employée à l'intérieur; on l'a cependant administrée, très-étendue, dans la gravelle, les coliques néphrétiques, les scrofules, la lèpre, etc. La potasse dont on se sert pour ouvrir les cautères, et qui, par cela même, porte le nom de *pierre à cautère*, contient le plus ordinairement : 1° potasse; 2° carbonate, sulfate de potasse et chlorure de potassium; 3° acide silicique; 4° oxydes de fer et de manganèse, qui cependant s'y trouvent accidentellement.

Empoisonnement. Lorsqu'il s'agira de déceler la potasse dans les matières vomies ou dans celles que l'on trouvera dans le canal digestif après la mort, on s'assurera que la masse suspecte rétablit la couleur bleue du papier de tournesol rougi par un acide, même après l'avoir fait bouillir, c'est-à-dire après avoir dégagé l'ammoniaque qu'elle pouvait renfermer; puis on l'évaporera jusqu'à siccité. Lorsque le produit sera froid, on l'agitera pendant huit à dix minutes avec de l'alcool pur et concentré, qui dissoudra une portion de potasse; on fera bouillir pendant quelques mi-

nutes; on filtrera, on évaporera jusqu'à siccité, et on carbonisera le produit dans un creuset d'argent; la cendre sera successivement traitée par l'alcool froid très-concentré, qui dissoudra la potasse non transformée en carbonate, puis par l'eau distillée, afin de dissoudre le carbonate de potasse qui s'est produit en assez grande quantité pendant l'incinération; ces dissolutions de potasse seront facilement reconnues, à l'aide des réactifs, surtout si on les a concentrées. Ce procédé est fondé sur ce que les sels de potasse qui existent habituellement dans les aliments et dans les liqueurs animales ne sont pas dissous par l'alcool *concentré* dans les conditions précitées; il faut pourtant en excepter l'acétate de potasse et les autres sels à acide organique, qui se décomposeraient par l'incinération en laissant du carbonate de potasse: aussi ne doit-on jamais affirmer qu'il y a eu empoisonnement par la potasse, si le commémoratif, les symptômes et les lésions de tissu, n'autorisent pas les experts à tirer une pareille conclusion.

Le meilleur moyen de neutraliser la potasse dans l'estomac consiste à faire prendre aux malades de l'eau légèrement vinaigrée.

Extraction. On obtient la potasse en décomposant le carbonate de potasse *pur* par la chaux vive. On prépare d'abord le carbonate en projetant par cuillerées, dans une bassine de fonte presque rouge, un mélange pulvérulent fait avec 1 partie d'azotate de potasse *pur* et 2 parties de crème de tartre (bitartrate de potasse); ces deux sels se décomposent avec dégagement de calorique et de lumière, et il y a formation d'eau, d'acide carbonique, de gaz azote, etc.; le résidu blanc est du *carbonate de potasse,* contenant peut-être un peu de tartrate ou d'azotate de potasse. Dans cette expérience, l'oxygène de l'acide azotique se combine avec l'hydrogène et le carbone de l'acide tartrique, et la potasse des deux sels s'unit à l'acide carbonique provenant de l'action de l'oxygène sur le carbone. Alors on fait bouillir ce carbonate de potasse avec 7 parties d'eau (Liebig), et avec un poids de chaux *vive* hydratée égale au sien, que l'on ajoute par petites parties, jusqu'à ce que celle qui a été mise précédemment se soit changée en une poussière sableuse, se déposant facilement, et jusqu'à ce que l'on n'obtienne plus de précipité par l'eau de chaux dans un peu de liqueur filtrée (1); il se forme du carbonate de chaux insoluble, et la potasse reste en dissolution; après quelques

---

(1) Si l'on n'employait que 4 parties d'eau, on n'obtiendrait point de potasse caustique, puisque celle-ci, si elle est en dissolution concentrée, décompose le carbonate de chaux, et lui enlève l'acide carbonique (Liebig).

heures d'ébullition, on passe à *travers une toile,* et on fait bouillir le précipité qui reste sur la toile, avec une nouvelle quantité d'eau, afin de dissoudre toute la potasse. Alors on la fait évaporer à grand feu jusqu'en consistance de sirop dans une bassine d'argent, et on la coule dans une autre bassine d'argent bien sèche ; on la concasse et on la renferme sur-le-champ dans des flacons bouchés à l'émeri. La potasse *à la chaux* ainsi obtenue sera plus pure que la potasse dite *à l'alcool,* préparée par les moyens ordinaires, si l'on a pris les précautions suivantes ; elle sera surtout remarquable par l'absence de chlorures. 1° Il faut que l'azotate de potasse ait été cristallisé un assez grand nombre de fois pour ne pas retenir la moindre trace de chlorures ; 2° le carbonate de chaux doit être du marbre de Carrare, lavé avant et après la calcination pour le débarrasser des chlorures qu'il renferme habituellement; 3° les liqueurs doivent être filtrées à travers une toile exempte de chlorures, et non à travers du papier blanc, attendu que celui-ci, blanchi par du chlorure de chaux, cèderait une portion de chlore à la potasse ; 4° la potasse ne doit pas être fondue dans la bassine d'argent, sans quoi elle renfermerait une portion notable de ce métal.

M. Artus a proposé en 1846, pour avoir du carbonate de potasse pur, de transformer le carbonate du commerce en acétate, d'humecter celui-ci, et de le laisser à l'air jusqu'à ce qu'il soit tombé en *déliquium ;* les sels étrangers se déposent; on décante ; on évapore la liqueur jusqu'à siccité, et on décompose l'acétate solide dans un creuset de Hesse chauffé au rouge. Ce procédé est plus économique que les autres. (*Journ. de chim. méd.,* juin 1846.)

Si, comme on le fait habituellement et à tort, on se sert de potasse du commerce, composée de carbonate et de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, d'acide silicique, d'oxydes de fer et de manganèse, et quelquefois d'un peu de carbonate de soude, on doit la soumettre aux mêmes opérations : on la fait dissoudre dans l'eau, et on la traite par la chaux vive hydratée, qui ne lui enlève que l'acide carbonique ; en sorte que le liquide provenant de ce traitement est formé de potasse et des autres produits que je viens de nommer. Ce liquide, étant évaporé jusqu'à siccité, donne la potasse à la chaux (pierre à cautère), dont on peut extraire par l'alcool la potasse, et qui porte alors le nom de potasse à l'alcool ; à la vérité, cette potasse impure contiendrait de la soude, si le carbonate du commerce renfermait du carbonate de cette base.

Peroxyde de potassium = KO^3.—Il est constamment le produit de l'art ; sa couleur est jaune verdâtre, sa texture cristalline ; il est caustique et

verdit le sirop de violettes; il est très-facilement décomposé par presque tous les corps simples non métalliques, qui lui font perdre de l'oxygène et le ramènent à l'état de protoxyde.

Il est décomposé par l'eau, qui le transforme en potasse, en dégageant de l'oxygène.



$$\underbrace{KO^3}_{\text{Peroxyde de potassium.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{KO}_{\text{Protoxyde de potassium.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{O^2}_{\text{Oxygène.}}$$

Préparation. On fait chauffer le métal avec un excès de gaz oxygène pur, dans une cloche courbe et sur le mercure.

DES SELS DE POTASSE.

Les sels de potasse sont constamment formés par le protoxyde de potassium : le peroxyde ne peut se combiner avec les acides sans perdre de l'oxygène. Ils sont tous solubles dans l'eau (1). Ils ne sont pas précipités pas les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque. Ils ne dégagent point d'ammoniaque lorsqu'on les triture avec un des oxydes de la première classe. Ils sont tous précipités en jaune-serin par la dissolution de chlorure de platine : le précipité, composé de chlorure de potassium et de platine, ne se formerait pourtant pas si les dissolutions étaient étendues ; j'ajouterai encore que l'iodure et le sulfure de potassium précipitent le sel de platine, le premier en rouge vineux plus ou moins foncé, et l'autre en noir, ce qui dépend de l'action qu'exercent l'iode et le soufre sur le chlorure de platine : si l'on veut obtenir le précipité jaune-serin avec ces deux sels, il faut préalablement les décomposer par le chlore, et verser le chlorure de platine dans le chlorure formé. Agités avec une dissolution concentrée de sulfate d'alumine, les sels de potasse dissous se troublent et se transforment en alun (sulfate d'alumine et de potasse) qui se précipite sous forme de petits cristaux. Ils sont précipités en blanc par l'acide perchlorique et par un excès d'acide tartrique, et en jaune cristallin par l'acide carbazotique. L'acide fluorhydrique silicé y fait naître un précipité blanc gélatineux, composé d'hydrofluosilicate de potasse. Les sels de potasse jouissent d'ailleurs, comme tous les autres sels de cette classe, des propriétés indiquées à la page 341.

---

(1) Le carbazotate de potasse exige 260 parties d'eau à 15° c. pour se dissoudre entièrement ; le perchlorate, le bitartrate, et l'hydrofluate silicé de potasse, sont peu solubles.

Carbonate, KO, CO^2. — Il est très-répandu dans la nature; il entre dans la composition des cendres de presque tous les végétaux, particulièrement de ceux qui sont ligneux, quoiqu'il n'existe pas tout formé dans les plantes; en effet, celles-ci contiennent de la potasse unie à des acides acétique, malique, oxalique, tartrique, etc., sels qui se transforment en carbonate de potasse pendant la calcination des végétaux. Ce carbonate fait la base des diverses espèces de potasse du commerce, connues sous les noms de *potasse de Russie, d'Amérique, de Trèves, de Dantzick, des Vosges,* enfin de *potasse perlasse.* Il est solide, d'une couleur blanche; sa saveur est âcre et caustique; il verdit le sirop de violettes; il est très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool, il est même déliquescent. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 83,12 de ce sel anhydre, et 205,11 à 135°; si le sel est cristallisé, 100 p. d'eau à 0° en dissolvent 131,15, et à 135°, 526,10. Il est susceptible d'absorber une assez grande quantité de gaz acide carbonique, qui sature la potasse et lui fait perdre presque toute sa causticité; il est fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge, et ne se décompose pas à une température élevée. Il est décomposé par le charbon à une température rouge, et fournit entre autres produits le *potassium* (voy. p. 352). On peut l'obtenir cristallisé en abandonnant à elle-même sa dissolution très-concentrée; les cristaux $KO, CO^2, 2HO$, contiennent deux équivalents d'eau. Il est employé dans les laboratoires. La potasse du commerce, dont il fait la majeure partie, a des usages nombreux : on s'en sert dans la fabrication du verre, du savon mou, de l'alun, du salpêtre et du bleu de Prusse, dans l'opération de la lessive, etc.

Le carbonate de potasse est regardé par les médecins comme apéritif, diurétique et fondant; il est utile dans les fièvres quartes avec engorgement des viscères du bas-ventre, dans l'hydropisie passive atonique, principalement quand le malade urine peu, dans les engorgements de la rate, du foie, dans ceux des mamelles, surtout lorsqu'ils sont anciens, dans les scrofules, le carreau, dans la goutte et les rhumatismes anciens, etc. On l'administre aux adultes depuis 1 jusqu'à 4 ou 6 grammes, dans du vin blanc ou dans d'autres boissons apéritives; 8, 10, 12 gouttes suffisent quand on veut le donner en potion, surtout aux enfants. Pris en dissolution concentrée, il est vénéneux, même à petite dose, propriété qu'il doit à l'excès de potasse qu'il renferme.

Préparation. Dans les laboratoires, on prépare ce sel au moyen du nitre et du tartre (voy. p. 356), ou mieux encore en calcinant le bitartrate de potasse; on l'obtient aussi en chauffant dans un creuset de platine le bicarbonate de potasse; dans tous les cas, il est plus pur que par le procédé suivant, qui est employé en grand. On fait brûler

les bois jusqu'à ce qu'ils soient réduits en cendres; on traite celles-ci par l'eau bouillante, qui dissout le carbonate et le sulfate de potasse, le chlorure de potassium, une certaine quantité d'acide silicique, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse; on évapore la liqueur jusqu'à siccité, et on chauffe la masse ou le *salin* jusqu'au rouge pour détruire quelques matières charbonneuses avec lesquelles elle pourrait être mêlée : on donne au produit le nom de *potasse du commerce.* M. Becquerel a vu que les cendres de bois vert fournissent une proportion plus grande de *salin* que les cendres de bois sec; la différence est surtout marquée pour les cendres de fougère (*Journ. de pharm.,* octobre 1832). En général la moyenne du salin est d'un dixième du poids des cendres (1). Les plantes herbacées en donnent plus que les plantes ligneuses, les feuilles en fournissent plus que les branches, et l'écorce plus que le tronc.

Bicarbonate, KO, $2CO^2$, HO. — Ce sel n'existe pas dans la nature; il est sous forme de prismes tétraèdres rhomboïdaux, incolores, terminés par des sommets dièdres; sa saveur est faible et alcaline; il verdit légèrement le sirop de violettes; 100 p. d'eau à 0° dissolvent 17,56 de ce sel anhydre, et 19,61 de sel cristallisé; à 70° la solubilité est de 39,57 p. pour le premier, et de 45,24 pour le second. Il est insoluble dans l'alcool et inaltérable à l'air. Chauffé à l'état solide jusqu'à 100°, il perd son eau, la moitié de son acide, et devient *carbonate;* lorsqu'on chauffe sa dissolution, il se transforme en *sesquicarbonate* ou en *carbonate* (voy. p. 327). Il est employé comme réactif; on s'en sert rarement en médecine, et cependant il devrait être préféré au précédent, 1° parce

(1) M. Peisier a réuni dans le tableau suivant les proportions des substances qui entrent dans la composition des potasses du commerce.

	Potasse DE TOSCANE.	Potasse DE RUSSIE.	Potasse D'AMÉRIQUE.	Potasse PERLASSE.	Potasse DES VOSGES.
Sulfate de potasse. . . .	18,47	14,11	15,32	14,38	33,84
Chlorure de potassium.	0,95	2,09	8,15	3,64	9,16
Carbon. de potasse. . .	74,10	69,61	68,07	71,38	38,63
Carbonate de soude. . .	3,01	3,09	5,85	2,31	4,17
Résidu insoluble. . . .	0,65	1,21	3,35	0,41	2,66
Humidité.	7,28	8,82		4,56	5,34
Acides phosphoriq., silicique, chaux, perte.	0,54	1,07		3,29	1,20
	100,00	100,00		100,00	100,00

qu'il jouit des mêmes propriétés médicales à un plus haut degré; 2° parce qu'étant presque saturé d'acide carbonique, il n'est pas aussi caustique. Il a été administré avec succès, ainsi que le carbonate, pour prévenir la formation des calculs vésicaux, et même pour dissoudre le gravier. Il est purgatif à la dose de quelques grammes.

Préparation. On le prépare en faisant passer du gaz acide carbonique sur du carbonate de potasse obtenu par la calcination du tartre, et mélangé avec le charbon produit par la calcination et seulement humecté. L'absorption du gaz se fait avec tant de rapidité, et la chaleur produite pendant cette réaction est si élevée, qu'il est nécessaire de refroidir le vase dans lequel elle a lieu; l'abaissement de la température indique la fin de l'opération. On dissout alors la masse dans l'eau; on filtre, et par l'évaporation de cette liqueur on obtient le bicarbonate en beaux cristaux; l'opération dure plusieurs jours, et elle n'est terminée que lorsqu'il se forme des cristaux dans la dissolution du carbonate. Si l'on veut préparer ce sel en même temps que les bicarbonates de soude et d'ammoniaque, on doit mettre la dissolution de carbonate d'ammoniaque dans le dernier flacon, parce qu'une portion de ce sel est entraînée par le gaz.

Sesquicarbonate, 2 KO, 3 CO^2. — On l'obtient en faisant bouillir pendant quelque temps le bicarbonate (voy. p. 360). Ses caractères tiennent de ceux du carbonate et du bicarbonate.

Oxalate de potasse, KO, C^2 O^3. — Il cristallise en rhomboïdes aplatis, terminés par des sommets dièdres, doués d'une saveur fraîche et amère, efflorescents par un temps chaud, et solubles dans trois fois leur poids d'eau froide; il n'a point d'usages. On l'obtient directement en saturant l'acide par la base.

Bioxalate (sel d'oseille), KO, 2 C^2 O^3, 3 HO. — Ce sel se trouve dans quelques espèces du genre *rumex,* principalement dans les *acetosella,* dans les *oxalis,* dans les tiges et les feuilles du *rheum palmatum,* etc. Il cristallise en petits parallélipipèdes blancs, opaques, d'une saveur très-acide, inaltérables à l'air, moins solubles dans l'eau que le quadroxalate. Quarante parties d'eau froide et six d'eau bouillante dissolvent une partie de ce sel. Il est insoluble dans l'alcool. Le sel d'oseille est employé pour aviver la couleur du carthame ou le rouge végétal, pour préparer l'acide oxalique et divers oxalates, pour enlever les taches d'encre, parce qu'il dissout facilement le sesquioxyde de fer, etc. Bérard a prouvé que souvent le sel d'oseille du commerce est du quadroxalate de potasse.

Préparation. On met dans l'eau le *rumex acetosella* ou l'*oxalis acetosella* pilés; quelques jours après, on les presse fortement; on chauffe le suc qui en provient, on le méle avec de l'argile, on le laisse pendant un jour ou deux dans une cuve en bois, on le décante lorsqu'il est clair, et on l'évapore dans une chaudière de cuivre pour le faire cristalliser: les cristaux obtenus sont redissous et fournissent, par de nouvelles cristallisations, du bioxalate de potasse pur. Cinq cents parties de *rumex* donnent 4 parties de sel.

Quadroxalate, $KO, 4C^2O^3, 7HO$.—Il est moins soluble que le bioxalate. On l'obtient en dissolvant le précédent dans l'acide azotique ou chlorhydrique, et en évaporant la liqueur, ou bien en saturant 1 partie d'acide par du carbonate de potasse, et en ajoutant au mélange 3 parties d'acide oxalique. On trouve aujourd'hui ce sel dans le commerce.

Sulfate (*sel de Duobus, sel polychreste de Glaser, arcanum duplicatum, potasse vitriolée,* etc.), KO, SO^3. — On le trouve dans les cendres des végétaux ligneux, dans les mines d'alun de la Tolfa et de Piombino, dans certaines eaux minérales et dans quelques fluides animaux. Il est sous forme de cristaux blancs, qui sont des prismes courts à six ou à quatre pans, surmontés de pyramides à six ou à quatre faces *anhydres;* sa saveur est légèrement amère. Le charbon le transforme en sulfure de potassium (voy. p. 322). Il est inaltérable à l'air; il fond au-dessus du rouge-cerise, après avoir décrépité. Cent parties d'eau à 0° en dissolvent 8,5; à 25°, 12,7 p., et à 100°, 25,3. Combiné avec le sulfate acide d'alumine, il forme de l'alun: il sert encore dans la fabrication du salpêtre pour transformer l'azotate de chaux en azotate de potasse. On l'emploie en médecine, à la dose de 30 ou 50 grammes, dissous dans une tisane acidulée, comme purgatif, principalement dans certaines affections que plusieurs praticiens regardent comme des métastases laiteuses, dans les maladies chroniques du foie, etc.; on le donne aussi quelquefois en lavement à la dose de 24 ou 30 grammes. Il fait partie de la poudre tempérante de Stahl.

Préparation. On l'obtient par le deuxième procédé (voy. p. 317), ou bien en chauffant jusqu'au rouge le sulfate acide de potasse qui provient de la décomposition du nitre par l'acide sulfurique.

Bisulfate, $KO, 2SO^3, HO$. — Ce sel est le produit de l'art; il a une saveur aigre, piquante; il rougit fortement les couleurs bleues végétales. Il cristallise en aiguilles fines et brillantes ou en prismes incolores; chauffé à 200°, il entre en fusion sans perdre son eau; si on le chauffe plus fortement, il abandonne un équivalent d'acide sulfurique, ainsi que l'eau,

et redevient sulfate neutre KO SO^3. L'alcool concentré le ramène aussi à l'état de sulfate neutre. Il est soluble dans 4 parties d'eau froide et dans 2 d'eau bouillante. Il est sans usages.

Préparation. On dissout 2 parties de sulfate de potasse dans une partie d'acide sulfurique monohydraté. Si l'on dissolvait le sulfate neutre dans une quantité d'acide qui ne serait que la moitié de celle qu'il renferme, on obtiendrait un sel cristallisé ayant pour formule 4 KO SO^3, SO^3, HO.

Chlorate, KO, ClO^5. — Ce sel est constamment le produit de l'art; il est sous forme de lames rhomboïdales, fragiles, brillantes, ou de prismes oblongs, ou d'aiguilles *anhydres*, suivant la manière dont il a été préparé, d'une belle couleur blanche; sa saveur est fraîche, piquante et un peu acerbe. Soumis à l'action du feu dans une cornue de verre à laquelle on adapte un tube recourbé pour recueillir les gaz, il entre en fusion à 400°, bout, laisse dégager une très-grande quantité de gaz oxygène, et il ne reste dans la cornue que du *chlorure de potassium* (voy. p. 39); d'où il suit que l'oxygène obtenu provient à la fois de l'acide chlorique et de la potasse; 100 parties de ce sel fournissent 38,88 de ce gaz. Il est inaltérable à l'air, à moins que celui-ci ne soit très-humide; dans ce cas, il s'humecte un peu et jaunit. Mis sur les charbons ardents, il en active la flamme en leur cédant de l'oxygène. Lorsqu'on le triture avec du soufre dans un mortier, il détone avec une très-grande violence. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 3,33 parties de ce sel, et à 104,78; 60, 24 p. On l'emploie, 1° pour obtenir le gaz oxygène et les briquets oxygénés, qui ne sont que des allumettes soufrées avec une pâte préparée avec parties égales de ce sel et de soufre, et une dissolution de gomme; il suffit de toucher l'extrémité de ces allumettes avec de l'amiante imbibée d'acide sulfurique concentré pour qu'elles prennent feu; on a remplacé avantageusement ces allumettes par les suivantes. 2° Pour faire les allumettes *allemandes*, qui ne sont que des allumettes ordinaires soufrées, portant à leur extrémité un mélange de phosphore, de chlorate de potasse et de gomme, et recouvertes d'un vernis qui empêche l'oxydation du phosphore; il suffit, pour leur faire prendre feu, de les frotter contre un corps dur et rugueux. 3° Pour obtenir l'acide perchlorique, etc. On l'a administré comme antisyphilitique, mais il est aujourd'hui généralement abandonné.

Préparation. M. Calvert a fait connaître (voyez les comptes rendus de l'Académie des sciences du 27 mai 1850) un procédé à la fois économique et expéditif pour préparer ce sel. On fait un mélange

de 5 ½ équivalents de chaux vive et d'un équivalent de potasse caustique; on y fait passer *à chaud* un courant de chlore; il se produit du chlorure de calcium et du *chlorate de potasse :* ainsi, par l'emploi de la chaux, on évite l'énorme perte de la potasse, qui, dans les procédés ordinaires, est transformée en chlorure de potassium. En employant 100 parties de potasse sans addition de chaux, on obtient 43 parties de chlorate de potasse; tandis qu'avec la même quantité de potasse et 6 équivalents de chaux, on en obtient 220 parties. Il importe, pour opérer avec avantage, d'agir sur des liqueurs assez concentrées : ainsi une dissolution aqueuse, contenant pour 1,000 parties 34 parties de potasse réelle, donnera, avec 6 équivalents de chaux, 130 parties de chlorate; tandis que dans les mêmes conditions, une dissolution aqueuse, renfermant 58,75 de potasse, fournira 158 parties de chlorate. Ces données conduisent au mode de préparation que voici : on dissout 102,33 parties de potasse caustique dans 1,000 parties d'eau; on ajoute 6 équivalents de chaux ou 431 parties, et l'on *chauffe* graduellement jusqu'à 50°, puis on fait passer un courant rapide de chlore jusqu'à saturation, qui porte, par suite de l'action chimique, la température à 90°; on filtre, on évapore jusqu'à siccité, puis on reprend par l'eau bouillante, et on laisse refroidir; il se dépose 220 parties de chlorate de potasse, le chlorure de calcium étant resté dans la dissolution.

Perchlorate de potasse, KO, ClO^7. — Il est le produit de l'art. Il est solide, incolore, neutre, légèrement amer, inaltérable à l'air, soluble dans 55 parties d'eau à 15° + 0°, insoluble dans l'alcool, détonant à peine lorsqu'on le broie avec du soufre et avec la plupart des autres corps avides d'oxygène, décomposable par le feu en oxygène et en chlorure de potassium, laissant dégager son acide sans que la liqueur jaunisse lorsqu'on le traite par l'acide sulfurique étendu du tiers de son poids d'eau, à 140°. La forme de ses cristaux paraît dériver de celle de l'octaèdre.

Préparation. On l'obtient en décomposant le chlorate de potasse par l'acide sulfurique étendu; cette préparation est dangereuse.

Eau de Javelle (voy. p. 354).

Azotate (*nitre, salpêtre*). KO, AzO^5. — Il existe dans la nature; quoique peu abondant, il est disséminé çà et là, ce qui fait qu'on le trouve souvent; il existe aussi dans différentes parties de l'Espagne, de l'Amérique, et principalement de l'Inde, à la surface des murs humides et dans les lieux bas, obscurs et exposés aux émanations des animaux, tels que le sol des écuries, des bergeries, etc. Suivant l'abbé Fortis, il se

trouve dans la pierre calcaire des grottes del Pulo de Molfetta. Il entre dans la composition de plusieurs plantes appelées *nitreuses :* telles sont la bourrache, la buglosse, la ciguë, la pariétaire, etc.

L'azotate de potasse purifié est blanc, inodore; sa saveur fraîche, piquante, finit par laisser un arrière-goût amer. Il cristallise en prismes à six pans terminés tantôt par des sommets dièdres, tantôt par des pyramides hexaèdres, ou en octaèdres cunéiformes; ces cristaux, demi-transparents, offrent souvent des cannelures, et ne contiennent point d'eau de cristallisation, quoiqu'ils retiennent un peu d'eau d'interposition. Il est inaltérable à l'air. Lorsqu'on le chauffe, il entre en fusion vers 300° c. bien avant de rougir; si la température à laquelle il est soumis est plus élevée, il se transforme d'abord en azotite en perdant de l'oxygène, puis se décompose complétement, et donne du gaz oxygène, du gaz azote, de la potasse anhydre et du peroxyde de potassium. Si, après l'avoir fondu dans un creuset, on y ajoute par petites parties $1/_{128}$ de son poids de soufre sublimé, et qu'on le coule, on obtiendra le *cristal minéral* ou le *sel de Prunelle,* qui n'est autre chose que de l'azotate de potasse mêlé d'une petite quantité de sulfate de potasse; ce dernier sel a été formé, aux dépens du soufre et de l'oxygène, d'une portion d'acide azotique, ainsi que d'une certaine quantité de potasse. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 13,32 de ce sel, tandis que 100 parties d'eau à 97,7 en dissolvent 236. A 115°,9, la dissolution nitrée est en pleine ébullition, et alors 100 parties d'eau ont dissous 335 parties de ce sel (Lepage). Il active singulièrement la flamme des divers corps avides d'oxygène, comme je l'ai dit en parlant des azotates.

Usages. On se sert du nitre pour obtenir les acides azotique et sulfurique, et plusieurs préparations antimoniales employées en médecine, telles que l'antimoine diaphorétique, le fondant de Rotrou, etc.; pour préparer le flux blanc et le flux noir (mélange de nitre et de tartre); on l'emploie encore dans l'analyse de quelques mines, enfin il sert à faire la poudre. Il est regardé par les médecins, lorsqu'il est étendu de beaucoup d'eau, comme sédatif, tempérant, et surtout comme rafraîchissant et diurétique; on l'emploie avec succès dans les fièvres ardentes, dans les fièvres intermittentes, principalement dans les vernales, dans certains cas d'ictère, dans la dernière période des inflammations aiguës et intenses des voies urinaires, dans le commencement des gonorrhées bénignes, etc. On le fait prendre ordinairement depuis 30 centigrammes jusqu'à 4 grammes, dans un litre de petit-lait, de chicorée, d'oseille, etc.; quelquefois aussi, dans les fièvres aiguës, on donne quatre ou cinq fois par jour un bol, composé de 10 centigrammes de nitre et de 20 cent.

de camphre. Le cristal minéral est quelquefois substitué au nitre dans ces sortes de prescriptions. A la dose de 20 à 30 grammes, solide ou *dissous dans peu de véhicule,* il produit des évacuations par haut et par bas; il agit puissamment sur le système nerveux, en déterminant la paralysie, des convulsions, et l'inflammation des tissus du canal digestif. On l'emploie avec succès pour détruire la matière organique, dans les recherches médico-légales relatives à l'arsenic.

Préparation. Les opérations que l'on pratique pour extraire le nitre varient suivant la nature du terrain qui le contient. Si le sel se trouve en grande quantité, on traite la terre par l'eau, et on fait évaporer la dissolution saline pour obtenir des cristaux de nitre : ce procédé est mis en usage dans l'Inde. Si, comme il arrive plus ordinairement, le terrain renferme peu d'azotate de potasse et beaucoup d'azotates de chaux et de magnésie, on transforme ces deux sels en azotate de potasse, afin de s'en procurer une plus grande quantité.

On a beaucoup disserté sur la cause de la production naturelle des azotates de potasse, de chaux, de magnésie, etc. Personne ne conteste que le concours des bases qui font partie de ces sels ou d'autres oxydes forts est indispensable pour que la nitrification s'opère; on reconnaît aussi la nécessité de l'air, d'une certaine quantité d'humidité, et d'une température de 15° à 25°; mais on n'a pas été d'accord sur le degré d'influence des matières animales, considérées par les uns comme *indispensables,* et par les autres comme *utiles* seulement. Or voici ce que l'expérience démontre à cet égard : *il est très-rare qu'il se produise un azotate là où il n'existe pas de substances azotées ;* quand cela a lieu, l'oxygène et l'azote de l'air se combinent sous l'influence de l'électricité atmosphérique, en présence des carbonates alcalins et calcaires, pour former de l'acide azotique et ultérieurement des azotates. Quand, au contraire, ce qui est la règle, des substances animales dissoutes ou suspendues dans l'eau séjournent sur des carbonates alcalins ou terreux, il se produit de l'ammoniaque aux dépens de l'azote et de l'hydrogène de ces substances; cet alcali ne tarde pas à se transformer en acide azotique, en présence de l'oxygène de l'air, et sous l'influence des corps divisés et des substances animales, et l'acide ainsi formé s'unit aux bases des carbonates alcalins et terreux (1). On peut ajouter que la petite quantité d'azotate

---

(1) On sait, par les expériences de Kuhlmann, qu'il se forme de l'acide azotique quand on fait passer à une température rouge sombre, sur de la mousse de platine, du gaz ammoniac et du gaz oxygène, $H^3 Az, O^8 = Az O^5, 3 HO$. On sait

d'ammoniaque contenu dans l'air transforme aussi en azotates de chaux et de magnésie une portion des carbonates de ces bases; le carbonate d'ammoniaque résultant de cette décomposition donne une nouvelle quantité d'acide azotique, parce que l'ammoniaque est en présence de l'oxygène de l'air et de corps poreux.

Il existait autrefois des *nitrières artificielles,* dans lesquelles on obtenait l'azotate de potasse en mêlant des matières animales azotées avec des carbonates de chaux et de magnésie pulvérisés, et même avec des carbonates alcalins : l'air, agissant sur ces mélanges, produisait des azotates de chaux et de magnésie, que l'on transformait ensuite en azotate de potasse en ajoutant des sels de potasse. Aujourd'hui que les droits d'entrée sur les salpêtres étrangers sont considérablement diminués, il n'y a plus d'intérêt à continuer cette industrie.

On donne le nom de *plâtras* à des substances pierreuses provenant de la démolition des vieux bâtiments, et douées d'une saveur fraîche, âcre et piquante : c'est dans ces plâtras que l'on trouve les azotates de potasse, de chaux et de magnésie dont je viens de parler; ils renferment en outre des chlorures de calcium, de magnésium, de sodium, etc. Les plus riches en azotate sont ceux que l'on trouve à la partie inférieure des bâtiments, cependant ils n'en contiennent guère que 5 p. 100 de leur poids. Les analyses qui ont été faites prouvent que la dissolution des plâtras renferme :

Azotate de potasse.	25
Azotate de chaux.	33
Azotate de magnésie.	5
Chlorure de sodium.	5
Chlorures de calcium, de magnésium, et azotate d'ammoniaque.	32

Lixiviation. On dispose, à côté les uns des autres et sur trois rangs, trente-six tonneaux percés, près de leur partie inférieure et latérale, d'un trou de 15 millimètres de diamètre, que l'on peut fermer à volonté au moyen d'un robinet ou d'une cheville; on introduit dans chacun de ces tonneaux un seau de plâtras en petits fragments, que l'on a soin de maintenir, à l'aide d'une douve, à une certaine distance du trou, qui serait obstrué sans cette précaution; on met par-dessus un

aussi que certaines substances organiques peuvent agir comme la mousse de platine; ainsi Th. de Saussure a produit de l'eau rien qu'en mettant du fumier dans un mélange de gaz oxygène et hydrogène.

boisseau de cendres (1), et on achève de les remplir avec de la poudre de plâtras passée à travers une claie. On verse de l'eau dans les tonneaux de la première bande ou du premier rang; on la laisse pendant quelques heures, puis on la fait écouler en ouvrant le robinet : cette eau contient une certaine quantité de sels en dissolution, et porte le nom d'*eau de cuite;* on la met à part. Il est évident que le plâtras n'est pas complétement épuisé par cette première lixiviation; on le traite de la même manière par une nouvelle quantité d'eau, qui dissout encore des sels, mais en moindre quantité; on laisse écouler le liquide, et on remet de l'eau sur le résidu pour l'épuiser complétement. Ces deux dernières eaux de lavage, moins chargées que l'*eau de cuite,* sont ensuite versées successivement sur la seconde bande de tonneaux, où elles se saturent; on agit sur cette bande comme sur la première, et l'on en fait autant sur la troisième; en sorte qu'au bout d'un certain temps le plâtras contenu dans les divers tonneaux se trouve privé des sels solubles, et l'on a obtenu une très-grande quantité d'*eau de cuite;* cette eau marque plus de 5 degrés à l'aréomètre de Baumé.

Évaporation. On fait évaporer les eaux de cuite dans une chaudière de cuivre jusqu'à ce qu'elles marquent 25 degrés à l'aréomètre de Baumé. Pendant l'évaporation il se forme des écumes que l'on sépare, et un dépôt boueux qui se ramasse dans un petit chaudron placé au fond de la chaudière, que l'on peut enlever de temps en temps au moyen d'une corde.

Décomposition. On verse dans la liqueur évaporée du sulfate de potasse, qui transforme l'azotate de chaux et le chlorure de calcium en azotate de potasse et en chlorure de potassium solubles, et en sulfate de chaux presque insoluble; on y ajoute un excès de dissolution concentrée de potasse du commerce, qui précipite la magnésie de l'azotate et du chlorure, ainsi que les dernières portions de chaux, si la totalité des sels calcaires n'a pas été décomposée par le sulfate de potasse, et qui transforme l'azotate d'ammoniaque en azotate de potasse et en carbonate d'ammoniaque; ce dernier se volatilise pendant la concentration des liqueurs : en sorte que la dissolution renferme alors 1° l'azotate de potasse qui se trouve dans le plâtras, et celui qui provient de la décomposition des azotates de chaux, d'ammoniaque et de magnésie; 2° le chlorure de potassium formé aux dépens des chlorures de calcium et de magnésium; 3° le chlorure de sodium faisant partie du plâtras; 4° un peu de sulfate

(1) J'ai déjà dit que les cendres contiennent du carbonate et du sulfate de potasse et du chlorure de potassium solubles.

de chaux; 5° une petite quantité de sels de chaux et de magnésie non décomposés. On met cette dissolution toute chaude dans des cuviers appelés *réservoirs*, et on la tire à clair au moyen de robinets adaptés aux cuviers; on lave le dépôt, et on réunit les eaux de lavage à la dissolution que l'on reçoit dans une chaudière; on procède de nouveau à l'évaporation : la petite quantité de sulfate de chaux et une assez grande quantité de chlorure de sodium se déposent; on les enlève avec des écumoirs, et on les laisse égoutter dans des paniers d'osier placés au-dessus de la chaudière. Lorsque la liqueur marque 42 degrés à l'aréomètre, on la met dans des vases de cuivre, où elle cristallise par le refroidissement; on décante l'eau mère, on lave le sel avec de l'eau de cuite, on le fait égoutter, et on le livre au commerce sous le nom de *salpêtre brut, nitre de première cuite;* il est formé d'environ 75 parties d'azotate de potasse et de 25 parties d'un mélange de beaucoup de chlorure de sodium, d'une petite quantité de chlorure de potassium, et de sels de chaux et de magnésie *déliquescents.*

Raffinage du salpêtre. On fait bouillir dans une chaudière 30 parties de nitre brut avec 6 parties d'eau; l'azotate de potasse et les sels déliquescents, beaucoup plus solubles que les chlorures de sodium et de potassium, se dissolvent, tandis que ceux-ci restent *presque en totalité* au fond de la chaudière; on les enlève; on ajoute 4 parties d'eau à la dissolution; on clarifie la liqueur par la colle, et on la met, lorsqu'elle est encore chaude, dans de grands bassins en cuivre peu profonds; on l'agite, pour hâter le refroidissement et la cristallisation; on obtient par ce moyen une poudre cristalline formée de nitre et d'une petite quantité des autres sels. Pour achever la purification de ces cristaux, on les met en contact avec des eaux chargées d'azotate de potasse et avec de l'eau ordinaire, qui dissolvent presque la totalité des sels étrangers et n'agissent point sur le nitre; en sorte qu'il suffit de laisser écouler la solution pour avoir le *nitre du commerce,* que l'on fait sécher.

DE LA POUDRE.

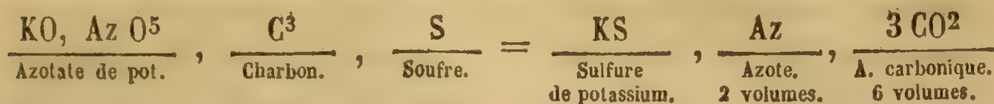
On connaît plusieurs espèces de poudre : celle de guerre, de chasse, de mine, de fusion, etc.; elles doivent toutes être considérées comme des mélanges de nitre, de soufre et de charbon, dans des proportions diverses. Voici ces proportions :

	Poudre de guerre.	Poudre de chasse.	Poudre de mine.
Salpêtre.	75,0	78	62
Charbon.	12,5	12	18
Soufre.	12,5	10	20

Après avoir fait choix de nitre pur non déliquescent, de soufre qui a été distillé, mais en bâton, et de charbon sec, sonore, léger et récent, comme celui de bourdaine, de peuplier, de tilleul, de marronnier, de sapin, etc., on en pèse les quantités nécessaires, on les pile séparément, et on les tamise; alors on procède aux diverses opérations. 1° *Mélange.* Il se pratique dans un atelier qui porte le nom de *moulin à pilon,* et qui offre plusieurs mortiers dans lesquels on humecte d'abord également le charbon; on introduit ensuite le salpêtre et le soufre, et on ajoute une certaine quantité d'eau qui s'oppose à la volatilisation des matières pulvérisées; on remue le tout avec la main, et on procède au battage au moyen de pilons que l'on met en mouvement par un courant d'eau. Proust pense que le charbon de chènevotte doit être préféré aux autres espèces, parce qu'il est moins cher et qu'il se mêle plus facilement avec le nitre et le soufre. 2° *Grenage.* Lorsque la poudre a subi l'opération que l'on appelle rechange, qu'elle a été battue pendant quatorze heures environ (suivant Proust, deux heures de battage suffisent), et qu'elle est sous forme d'une pâte humide, on la grène; on la fait sécher pendant un jour ou deux, et on la fait passer successivement dans deux tamis de peau, dont le premier est appelé *guillaume,* et le second *grenoir;* celui-ci offre des trous dont le diamètre est égal à celui des grains de poudre que l'on cherche à obtenir; enfin on la fait passer dans un troisième tamis appelé *égalisoir,* et même dans un quatrième : ces tamis ne livrent passage qu'au poussier et au fin grain. 3° *Séchage.* On étend une couche de poudre d'une certaine épaisseur sur des toiles placées dans une chambre dont la température est à 50° ou 60°, et dans laquelle on fait arriver de l'air. La poudre de mine n'est soumise à aucune autre opération; il n'en est pas de même de celle de chasse et de guerre. 4° *Époussetage.* On fait passer la poudre ainsi desséchée à travers un tamis de crin très-fin pour la débarrasser du poussier qui s'est formé pendant la dessiccation. Ici se bornent les manipulations propres à fournir la poudre de guerre; il n'en est pas de même de la poudre de chasse. 5° *Lissage.* Avant d'être lissée, cette poudre, qui n'a été que grenée, est soumise à une dessiccation superficielle en l'exposant pendant une heure au soleil; on l'époussette, puis on la place dans des tonnes qui tournent sur leur axe et qui sont mises en mouvement par un courant d'eau. Ces tonnes offrent à leur intérieur quatre barres carrées qui servent à augmenter les frottements du grain.

Que se passe-t-il dans la détonation de la poudre?... Lorsque sa température est assez élevée, l'acide azotique de l'azotate de potasse est décomposé par le charbon et par le soufre, qui lui enlèvent une plus ou

moins grande quantité d'oxygène, le transforment en *gaz azote* (1), et donnent naissance à du *gaz acide carbonique* et à du sulfure de potassium.



$$\underset{\text{Azotate de pot.}}{KO,\ Az\,O^5},\ \underset{\text{Charbon.}}{C^3},\ \underset{\text{Soufre.}}{S} = \underset{\text{Sulfure de potassium.}}{KS},\ \underset{\text{Azote. 2 volumes.}}{Az},\ \underset{\text{A. carbonique. 6 volumes.}}{3\,CO^2}$$

Indépendamment de ces trois produits, il se forme aussi du gaz oxyde de carbone, du gaz acide sulfhydrique, du carbure d'hydrogène gazeux, du sulfure de carbone gazeux, du sulfate et du carbonate de potasse, du cyanure de potassium, et il se dégage de la vapeur d'eau, auparavant *interposée* entre les molécules du nitre.

C'est à la rapidité avec laquelle ces substances solides passent à l'état de gaz, et par conséquent à leur augmentation de volume, qu'il faut attribuer la force avec laquelle la poudre lance le mobile.

D'après M. Braddock, le résidu de la combustion d'une poudre composée de 75 parties d'azotate de potasse, de 13 $\frac{1}{3}$ de charbon de bois, et de 11 $\frac{2}{3}$ de soufre, aurait fourni 46,83 de sulfate de potasse, 26,73 de carbonate de potasse, 15,34 d'azotate de potasse, 6,65 de sulfure de potassium, 1,52 d'acide sulfhydrique, 6,60 de charbon non brûlé, et 2 de matières terreuses (*Journ. de pharm.*, décembre 1836).

Lorsqu'on fait un mélange de 3 parties d'azotate de potasse, de 2 parties de carbonate de la même base (potasse du commerce), et de 1 partie de soufre, on obtient une espèce de *poudre fulminante* qu'il suffit de faire chauffer pendant quelques minutes dans une cuiller à projection pour faire détoner; cette explosion est due principalement au dégagement subit du gaz azote, du gaz oxyde d'azote, du gaz acide carbonique, et de la vapeur d'eau, produits dont on concevra la formation en se rappelant la théorie que je viens de donner.

Si l'on fait un mélange de 3 parties d'azotate de potasse, de 1 partie de soufre et de 1 partie de sciure de bois, on obtient la *poudre de fusion*, ainsi appelée parce qu'il suffit d'en recouvrir un morceau de cuivre et de la mettre en contact avec un corps enflammé pour que le métal soit fondu dans le même instant. Il y a dans cette expérience dégagement de beaucoup de chaleur, production de flamme, et formation de sulfure de cuivre, plus fusible que le métal.

(1) MM. Colin et Taillefert ont prouvé qu'il n'y avait production de bioxyde d'azote qu'autant que la combustion de la poudre était lente.

M. Augendre prepare une poudre de *guerre* avec une partie de cyanure jaune de potassium et de fer cristallisé, une de sucre blanc et deux de chlorate de potasse. Cette poudre s'enflamme avec la plus grande facilité par le contact d'un corps chauffé au rouge ou enflammé; son effet dynamique étant très-considérable, on pourrait, d'après M. Augendre, faire tenir un plus grand nombre de coups dans les caissons d'artillerie, réduire le diamètre et augmenter l'épaisseur des obus, bombes, etc. Toutefois cette poudre a l'inconvénient d'oxyder les armes en fer. (*Journ. de pharm.*, avril 1850.)

Arsénite de potasse $2KO, AsO^3$. — Cet arsénite se prépare directement: on met de l'acide arsénieux en poudre dans un ballon; on y verse une dissolution de potasse, mais en ayant soin de maintenir toujours un excès d'acide; on fait bouillir pendant quinze ou vingt minutes, en agitant de temps en temps; ensuite on filtre pour séparer l'excès d'acide arsénieux, et l'on fait rapprocher la liqueur jusqu'en consistance de sirop. Il ne faudrait pas évaporer jusqu'à siccité, car alors le sel se transformerait en arséniate par la décomposition de l'eau, et il se dégagerait de l'hydrogène.

Cet arsénite est blanc, alcalin, difficillement cristallisable et déliquescent. Il faut le conserver dans un flacon bouché à l'émeri.

Il fait la base de la liqueur arsenicale de Fowler, en usage contre la lèpre et les dartres rebelles. On l'emploie aussi à la préparation des arsénites insolubles.

Arséniates de potasse. — L'acide arsénique s'unit en deux proportions avec la potasse.

L'*arséniate neutre* contient, pour un équivalent d'acide, deux équivalents de base, $2KO, AsO^5$; on le prépare en ajoutant au biarséniate autant de base qu'il en contient. Il paraît incristallisable et déliquescent.

Le biarséniate $KO AsO^5, 2HO$ cristallise en prismes à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces. Il est inaltérable à l'air, très-soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid. On l'obtient en chauffant jusqu'au rouge, dans un creuset, 1 partie d'acide arsénieux et 1 ⅓ partie d'azotate de potasse; on dissout le résidu dans l'eau et l'on évapore.

Il est sans usages.

Il existe encore un arséniate basique $= 3KO, AsO^5$. Il cristallise en aiguilles fines déliquescentes.

Sulfhydrate de monosulfure de potassium (voy. p. 346).

DU SODIUM. Na. **Équivalent.** = 287,2.

Le sodium n'existe pas dans la nature à l'état de pureté; il fait partie de quelques sels de soude que l'on trouve assez abondamment.

Il jouit des mêmes propriétés physiques que le potassium, excepté que sa couleur ressemble à celle du plomb, et que son poids spécifique est de 0,972. Il fond à la *température* de 90° et ne se volatilise qu'au-dessus du rouge naissant. Il a fort peu d'action sur le gaz *oxygène* à froid; mais si on élève la température, il fond, absorbe ce gaz avec dégagement de calorique et de lumière, et passe à l'état de sesquioxyde. Son action sur l'*air* est la même que celle qu'exerce le potassium, mais elle est moins vive; il faut, pour la constater, agiter le métal dans un têt que l'on fait chauffer; en outre, le protocarbonate de sodium qui se produit est efflorescent, tandis que celui de potassium est déliquescent. L'*hydrogène* et le *bore* ne se combinent pas avec le sodium.

Sulfure de sodium. L'action du soufre sur le sodium est analogue à celle qu'il exerce sur le potassium : on peut donc obtenir plusieurs sulfures (voy. p. 343).

Le *monosulfure de sodium*, Na S, 9 HO, est sous forme de prismes droits à quatre pans, incolores, terminés par des sommets à quatre faces; sa saveur est âcre, sulfureuse et amère; il n'a aucune odeur sensible tant qu'il a été privé du contact de l'air; sa réaction est alcaline. Il est déliquescent et par conséquent très soluble dans l'eau; sa dissolution ne jaunit pas avec l'acide arsénieux, à moins qu'on n'y ajoute un acide; l'argent métallique très-divisé ne lui enlève point de soufre; le sulfate de manganèse pur donne un dépôt rose couleur de chair, qui est du sulfure de manganèse, et la liqueur ne retient que des traces de sulfate.

On l'obtient en recevant dans la soude (lessive des savonniers) marquant 36 degrés à l'aréomètre de Baumé un courant de gaz acide sulfhydrique; il se produit d'abord un sulfhydrate de monosulfure hydraté; mais en évaporant la liqueur avec soin, on élimine l'excès d'acide sulfhydrique, et il ne reste que le monosulfure cristallisé. Il est inutile de dire que, pendant l'action de l'acide sulfhydrique, l'hydrogène de celui-ci se combine avec l'oxygène de l'oxyde de sodium pour former de l'eau, et que le soufre et le sodium s'unissent. On emploie le monosulfure de sodium pour préparer les eaux sulfureuses artificielles; il remplace avantageusement en médecine le foie de soufre (voy. *Eaux sulfureuses*, p. 392).

Le phosphore agit sur le sodium comme sur le potassium (voy. p. 343).

Lorsqu'on élève la température du sodium, et qu'on le met en contact avec du *chlore* gazeux, il s'en empare, passe à l'état de *chlorure,* et il y a dégagement de calorique et de lumière. Ce *chlorure* (sel commun NaCl) existe abondamment dans les eaux de la mer, de certains lacs et d'un très-grand nombre de sources; on en trouve des masses en Pologne, en Hongrie, en Russie, en Espagne, en Angleterre, en Allemagne, en France, etc.; dans ces cas, il est presque toujours coloré en jaune, en rouge, en brun, en violet, etc.

Il cristallise en cubes *anhydres,* d'une saveur fraîche, salée; toutefois, si on l'avait fait cristalliser entre — 10 et — 15°, il serait en tables hexagonales symétriques qui contiendraient 4 équivalents d'eau d'après Mitscherlich, et 6 équivalents d'après Fuchs. Il est inaltérable à l'air lorsqu'il est pur et que l'air n'est pas très-humide; chauffé, il décrépite, fond un peu au-dessus de la chaleur rouge, et se volatilise sous forme de fumée sans subir d'altération. Cent parties d'eau à 15° en dissolvent 35,81 et seulement 40,38 à 109°,7; d'où il suit qu'il n'est guère plus soluble dans l'eau bouillante. On l'emploie pour saler les viandes et les mets, pour préparer la soude artificielle, l'acide chlorhydrique, le chlore, le sel ammoniac; on s'en sert comme engrais, pour produire le vernis de certaines poteries, etc. On l'administre en médecine comme fondant, à la dose de 2 à 4 grammes dans un litre d'eau; il a été employé avec avantage dans les engorgements du foie, de la rate, du mésentère, et dans une foule d'affections scrofuleuses, dans les maladies cutanées, etc. Je l'ai vu quelquefois réussir, sous forme de lavement, dans les douleurs rhumatismales des lombes.

Préparation. On se procure ce chlorure, 1° en l'arrachant du sol lorsqu'il est en masses, et en le dissolvant dans l'eau pour le faire cristalliser s'il est impur; 2° en traitant convenablement les eaux salées. *A.* Dans les pays chauds, on fait arriver les eaux de la mer (1) dans des marais sa-

---

(1) L'eau de la mer de l'Océan atlantique est composée, d'après Bouillon-Lagrange et Vogel, pour 1 litre : d'acide carbonique, 0,230 lit.; de chlorure de sodium, 26,616 grammes; de chlorure de magnésium, 5,853; de sulfate de magnésie, 6,465; de sulfate de chaux, 0,150; de carbonates de chaux et de magnésie, 0,200. Murray a encore trouvé, dans une de ses analyses, 0,78 de chlorure de calcium et 3,50 de sulfate de soude. L'eau de la mer contient aussi de l'iodure de potassium, des bromures, d'autres sels de potasse, et même des traces de potasse, d'après Laurens. MM. Malagutti, Durocher et Sarzeau, ont constaté tout récemment la présence de l'*argent* dans l'eau de la mer de l'Océan, et celle du *cuivre* et du *plomb* dans des *fucus* qui puisent dans l'eau de mer les principes dont ils sont formés (*Journ. de pharm.,* avril 1850). — L'eau de la *mer Morte,* prise à l'ex-

lants, sorte de bassins très-larges, très-peu profonds, favorisant par conséquent l'évaporation, tapissés d'argile, et communiquant entre eux : à mesure que l'eau s'évapore, on en ajoute de nouvelle. Lorsque le sel est cristallisé, on le retire, et on le laisse égoutter pour le débarrasser, autant que possible, des sels déliquescents, et le dessécher. L'évaporation dure ordinairement depuis le mois d'avril jusqu'au mois de septembre, et la dessiccation n'est complète qu'au bout de plusieurs mois. Le sel obtenu par ce procédé est diversement coloré, parce qu'il est intimement mêlé avec l'argile qui tapisse le fond des bassins. Dans le département de la Manche, on profite des hautes marées, des nouvelles et des pleines lunes, pour baigner une certaine quantité de sable que l'on a préalablement disposé sur les bords de la mer. Lorsque l'eau se retire, le sable se dessèche, et se trouve recouvert d'une plus ou moins grande quantité de sel ; on l'enlève et on le fait dissoudre dans de l'eau de mer, qui, par ce moyen, se trouve plus chargée ; on la fait évaporer dans des bassins de plomb placés sur le feu, et l'on obtient du sel blanc. *B.* Dans les pays froids, on tire parti de la propriété qu'a l'eau salée de ne se congeler que bien au-dessous de zéro : en effet, l'eau de la mer peut être considérée comme un mélange d'eau douce et d'eau fortement salée ; celle-ci ne se congèle pas, tandis que l'autre se solidifie à cette température ; donc, on peut, en la soumettant à un froid de 1° ou de 2° — 0, en geler une grande portion, et avoir de l'eau liquide fortement salée, qu'il suffit de chauffer pour obtenir le sel cristallisé. *C.* Dans les climats tempérés, on élève, à l'aide de pompes, les eaux qui ne sont pas trop chargées de sel, et on les verse sur des fagots pour que le liquide se divise, présente plus de surface, et s'évapore en partie ; alors on le fait chauffer pour en obtenir des cristaux. *D.* Si les eaux contiennent 14 ou 15 centièmes de sel, on les fait évaporer dans des chaudières de fer ; il se dépose du sulfate de chaux que l'on enlève, et le sel cristallise.

On exploite aujourd'hui l'eau de deux sources salées, celle de Schœnebeck en Prusse, qui est riche en chlorure de sodium, et celle de Moutiers en Savoie, qui est pauvre. Voici la composition de *cent* parties d'eau de ces sources.

---

trémité septentrionale du lac, non loin de l'embouchure du Jourdain, a fourni à M. Marchand, pour 1 litre ou bien pour 1,000 parties : chlorure de calcium, 2,891 grammes ; chlorure de magnésium, 10,543 ; chlorure de potassium, 1,398 ; chlorure de sodium, 6,578 ; chlorure d'aluminium, 0,018 ; bromure de magnésium, 0,2507 ; sulfate de chaux, 0,088 ; acide silicique, 0,003 (*Journal de pharmacie*, septembre 1849).

	SCHOENEBECK.	MOUTIERS.
Chlorure de sodium.	9,623	1,058
Sulfate de soude.	0,249	0,100
— de magnésie.	0,012	0,055
— de chaux.	0,339	0,251
— de potasse.	0,014	»
Chlorure de magnésium.	0,083	0,030
— de potassium.	0,007	»
— de fer.	»	0,010
Carbonate de chaux.	0,026	0,076
— de fer.	0,001	0,012
Acide carbonique libre.	»	0,075

Aucun de ces procédés ne fournit du chlorure de sodium pur ; il contient quelquefois de l'iodure de potassium, et toujours d'autres sels déliquescents, ainsi que des sulfates de chaux, de magnésie, etc., comme on peut s'en convaincre en versant dans sa dissolution un carbonate alcalin soluble, qui en précipite du carbonate de chaux, de magnésie, et quelquefois aussi du carbonate de fer. Il faut, pour le purifier, le traiter par le carbonate de soude et le faire cristalliser de nouveau en évaporant la dissolution : alors on obtient une multitude de petits cubes qui se réunissent de manière à former des pyramides quadrangulaires creuses.

Le sel marin a été falsifié par les débitants en y ajoutant de l'eau, du sel des salpêtriers, le sel retiré de la soude de varech, du sulfate de soude, ou du sulfate de chaux, du chlorure de potassium, ou des matières terreuses. L'acide arsénieux a été trouvé dans quelques échantillons de sel, mais il n'y était qu'accidentellement et probablement par suite d'une méprise (1).

(1) Profitant des observations déjà anciennes faites par Scheele, Grenn, Wollaston, etc., M. Balard a eu l'heureuse pensée d'exploiter en grand les eaux mères des marais salants, et ses recherches ont amené les résultats les plus avantageux. Il suffit de concentrer dans des chauffoirs ces eaux mères, jusqu'à ce qu'elles marquent 33, 34 ou 35 degrés, pour obtenir une quantité *considérable* de sulfate de soude. Dans une seule saline dont la surface d'évaporation est de 200 hectares, et qui laisse cristalliser 20 millions de kilogrammes de sel marin, on obtient plus de 600 mille kilogrammes de *sulfate de soude* (M. Balard porte à 2,500,000 kilogrammes la quantité de ce sulfate qui s'y concentre). Voici la théorie de cette opération : l'eau mère contient du sulfate de magnésie et du chlorure de sodium ; le premier de ces sels, beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid, se dépose surtout pendant la nuit ; le chlorure de sodium, presque aussi soluble à chaud qu'à froid, se dépose en petite quantité pendant le jour ; maintenant, si l'on mêle ces deux sels, et que l'on ajoute une certaine quantité de chlorure de sodium, il suffira de les dissoudre, et d'abandonner la dissolution *concentrée* à l'action

Mis en contact avec l'eau *froide,* le *sodium* la décompose sans s'enflammer, lors même qu'il a le contact de l'air; tandis que j'ai dit que, dans ce dernier cas, le potassium dégageait une vive lumière. Ce phénomène doit paraître d'autant plus extraordinaire, que pendant la décomposition de l'eau par le sodium, la température s'élève davantage que lorsqu'on fait usage de potassium; il dépend, suivant M. Balcells, de ce que l'hydrogène, pouvant dissoudre le potassium, est susceptible de s'enflammer à une température beaucoup plus basse que dans le cas où il est pur, comme lorsqu'on agit avec le sodium. Si, au lieu de mettre le *sodium* en contact avec l'eau froide, on le place sur de l'*eau* à 40°, même dans des vaisseaux clos, il se dégage une *vive lumière,* et si l'expérience se fait à l'abri du contact de l'air, l'hydrogène résultant de la décomposition de l'eau ne subit aucune altération : l'élévation de température dépend uniquement de la combinaison de l'oxygène de l'eau avec le sodium (Balcells). On peut aussi faire brûler le sodium sur l'eau froide, en ne laissant pas le globule se mouvoir à la surface du liquide, parce qu'alors il y a moins de déperdition de chaleur. Si, lorsqu'il s'agite sur l'eau, on le frappe fortement, il se comporte comme le potassium (voy. p. 350).

Il exerce sur les *acides* précédemment étudiés la même action que le potassium; il agit de même sur les carbures et les phosphures d'hydrogène gazeux. Le gaz *ammoniac* se comporte avec lui comme avec le potassium, mais il est absorbé et décomposé en plus grande quantité.

Chauffé avec du *potassium* dans une capsule contenant de l'huile de naphte, il donne un alliage qui est toujours plus fusible que le sodium, et qui, suivant les proportions des métaux qui le composent, peut être liquide à 0° et plus léger que l'huile de naphte. Cet alliage exposé à l'air

---

du froid pendant l'hiver dans les cristallisations ordinaires de la saline, pour qu'ils se décomposent de manière à donner du sulfate de soude qui se dépose, et du chlorure de magnésium qu'on fait écouler.

Pour retirer les sels de *potasse* des eaux mères des salants, on prend les eaux dont on a déjà extrait le chlorure de sodium et le sulfate de magnésie, et on les fait évaporer à l'aide des rayons solaires; les cristaux que l'on obtient sont formés de sulfate de potasse et de magnésie. M. Balard a obtenu d'une saline de 200 hectares 200 mille kilogrammes de ce sel double, dans lequel le sulfate de potasse entrait pour 90,000 kilogrammes. Il suffit de mêler le sel double à du sulfate d'alumine pour former de l'*alun,* ne contenant pas sensiblement de fer. On peut encore, en traitant ce sel double par du carbonate de chaux et du charbon, obtenir du carbonate de potasse (voy. *Soude artificielle*). On prévoit déjà les immenses avantages que l'industrie peut retirer du travail de M. Balard.

en attire l'oxygène; mais le potassium absorbe beaucoup plus rapidement ce gaz que le sodium; en sorte que l'on peut mettre cette propriété à profit pour débarrasser le sodium d'une petite quantité de potassium qu'il contient quelquefois.

Caractères distinctifs du sodium. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'eau froide et chaude, au contact de l'air et en vases clos; 3° son action sur l'air à la température ordinaire.

Le *sodium* a été découvert par Davy : il a les mêmes usages que le potassium.

Préparation. On chauffe jusqu'au rouge blanc pendant trois ou quatre heures dans une bouteille de fer forgé, laquelle est unie par un tube en fer à un récipient de cuivre contenant du pétrole, 500 grammes de carbonate de soude provenant de la décomposition d'un kilogramme et demi d'acétate de soude cristallisé, réduit en poudre très-fine et intimement mêlé avec 125 grammes de charbon finement pulvérisé, puis encore mélangé avec 250 grammes de poudre de charbon plus grossière. On obtient 130 grammes de sodium. (Giessen; voy., pour plus de détails, le numéro de mai 1837 du *Journ. de pharm.*) Si le sodium était un peu potassié, il suffirait de mettre cet alliage sous forme de plaques dans de l'huile de naphte, et de renouveler de temps en temps l'air du vase: le potassium absorbe l'oxygène très-facilement, et le sodium reste pur (Gay-Lussac et Thénard).

DES OXYDES DE SODIUM.

On connaît trois oxydes de sodium, $Na^2 O$... $Na O$... $Na^2 O^3$. Le sous-oxyde $Na^2 O$ décompose l'eau en dégageant de l'hydrogène. On l'obtient comme le sous-oxyde de potassium (voy. p. 352).

Protoxyde de sodium sec, Na O. — Il entre dans la composition de plusieurs sels que l'on trouve dans la nature, mais il n'y existe jamais pur. Ses propriétés physiques, son action sur les fluides impondérés et sur les corps simples non métalliques, ne diffèrent pas de celles du protoxyde de potassium sec. Exposé à l'air, il s'empare de l'humidité et de l'acide carbonique, et passe à l'état de carbonate de protoxyde de sodium, qui ne tarde pas à s'effleurir. Il absorbe l'eau avec dégagement de calorique, et se transforme en hydrate de sodium de protoxyde (soude). Il est formé de 74,17 de sodium et de 25,83 d'oxygène.

Préparation. La même que celle du protoxyde de potassium (voyez p. 353).

Hydrate de protoxyde de sodium (soude), NaO, HO.— Les propriétés phy-

siques de la soude ne diffèrent pas de celles de la potasse : elle se comporte aussi de la même manière avec les agents pondérables et impondérés précédemment étudiés, excepté 1° que le carbonate de soude formé par l'exposition de la soude à l'air, après que celle-ci a attiré l'humidité et est tombée en *deliquium,* est efflorescent, tandis que celui de potasse est déliquescent; 2° qu'il est difficile, en préparant du foie de soufre avec du carbonate de soude, d'obtenir un produit exempt de sulfate de soude, attendu que ce carbonate n'est décomposé par le soufre qu'à 280°, température voisine du point où l'hyposulfite se décompose (Fordos et Gélis, voy. p. 343).

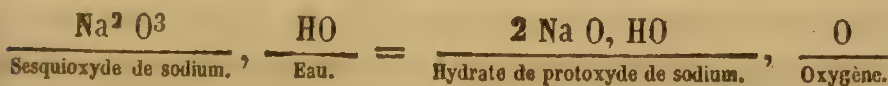
Lorsqu'on fait réagir le *chlore* sur une dissolution peu concentrée de soude, on obtient du chlorure de soude, que l'on peut préparer aussi pour l'usage médical, d'après M. Payen, en décomposant 500 grammes de chlorure de chaux à 98 degrés, par 690 grammes de carbonate de soude cristallisé et 9,000 grammes d'eau ; il se forme du carbonate de chaux insoluble et du chlorure de soude soluble.

Caractères distinctifs de la soude. 1° Elle verdit le sirop de violettes; 2° elle n'est troublée ni par l'acide carbonique ni par l'acide perchlorique; 3° elle est précipitée en blanc par l'acide fluorhydrique silicé; 4° le chlorure de platine ne la précipite pas, à moins qu'elle ne soit excessivement concentrée. Elle est formée de 77,49 de protoxyde et de 22,51 d'eau.

Extraction et usages. On agit sur le carbonate de soude du commerce comme sur celui de potasse (voy. p. 356).

On n'emploie la soude que dans les laboratoires comme réactif.

Sesquioxyde de sodium, $Na^2\,O^3$. — Son histoire ressemble beaucoup à celle du peroxyde de potassium, mais il est moins fusible. Il est décomposé par l'eau, qui le transforme en oxygène et en soude.



$$\underbrace{Na^2\,O^3}_{\text{Sesquioxyde de sodium.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{2\,Na\,O,\,HO}_{\text{Hydrate de protoxyde de sodium.}},\ \underbrace{O}_{\text{Oxygène.}}$$

On le prépare comme le peroxyde de potassium (voy. p. 358).

DES SELS DE SOUDE.

Le sodium ne peut former des sels avec les acides qu'autant qu'il est à l'état de protoxyde ; il doit perdre de l'oxygène s'il est plus oxydé.

Tous les sels de soude sont solubles dans l'eau ; l'acide fluorhydrique silicé y fait naître un précipité hydrophane, comme gélatineux, composé d'acide fluorhydrique silicé et de soude ; ils ne dégagent point d'ammo-

niaque lorsqu'on les triture avec les oxydes de la première classe; ils ne sont point précipités par les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, ni par le chlorure de platine; ils ne se troublent point lorsqu'on agite leurs dissolutions concentrées avec du sulfate d'alumine, parce que l'alun de soude qui se forme est très-soluble dans l'eau; ils ne sont pas précipités par l'acide perchlorique. Ces trois derniers caractères établissent une grande différence entre ces sels et ceux de potasse. Ils jouissent d'ailleurs, comme tous les autres sels de cette classe, des propriétés indiquées à la page 341. J'ajouterai que l'*hyperiodate de potasse* basique, en dissolution concentrée, donne avec ces sels un précipité blanc, peu soluble dans les sels de soude, et que l'*antimoniate de potasse grenu*, dissous dans l'eau froide, fournit, d'après Frémy, un précipité blanc cristallin qui n'est guère soluble que dans 300 p. d'eau.

Borate prismatique (*borax*), $NaO, 2\,BoO^3, 10\,HO$. — Ce sel se trouve dans la province de Potosi au Pérou, dans plusieurs lacs de l'Inde, dans l'île de Ceylan, dans la Tartarie méridionale, en Transylvanie, en basse Saxe, etc. Lorsqu'il a été purifié, il se présente sous forme de prismes hexaèdres comprimés et terminés par des pyramides trièdres, incolores et translucides, verdissant le sirop de violettes (1), doués d'une saveur styptique, alcaline, légèrement efflorescents à l'air sec, et solubles dans l'eau. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 1,49 de ce sel anhydre et 2,83 du même sel cristallisé, tandis qu'à 100° l'eau dissout 55,16 du premier et 201,43 du second. Chauffé dans un creuset, le borax éprouve d'abord la fusion aqueuse, puis se dessèche et fond de nouveau, si la température est de 300° (fusion ignée): alors il est sous forme d'un verre limpide qui devient opaque à l'air; ce phénomène dépend de ce qu'il absorbe l'humidité. Mêlé au charbon et mis en contact à la chaleur rouge avec du chlore sec, il est décomposé; le charbon s'empare de l'oxygène de l'acide borique, et le bore, mis à nu, se combine au chlore, avec lequel il forme du *chlorure de bore*. Il contient 47,2 pour 100 d'eau. On se sert du borax, 1° dans l'analyse des oxydes métalliques: il se combine avec la plupart d'entre eux, en facilite la fusion, et se colore souvent en bleu, en vert, en violet, etc., suivant la nature de l'oxyde, ce qui sert à les distinguer, comme je le dirai par la suite; 2° pour souder les métaux: en effet, les deux bouts d'un métal ne sauraient être

(1) M. Meyrac a prouvé que lorsqu'on verse de l'eau dans une dissolution concentrée de borate de soude, de potasse ou d'ammoniaque avec réaction acide, et par conséquent rougissant l'*infusum* de tournesol, on la transforme en borate, qui, loin de rougir le tournesol, verdit le sirop de violettes.

soudés s'ils étaient oxydés, ou si la soudure qui sert à les réunir, en facilitant leur fusion, l'était aussi; or, le borax que l'on met en contact avec l'alliage fusible qui constitue la soudure s'oppose à l'oxydation des métaux en les enveloppant, et même s'empare des oxydes qui peuvent ternir leur surface; 3° pour rendre les tissus incombustibles (voy. *Annales de chimie et de physique*, t. XVIII); 4° pour préparer l'acide borique, les borates, et, suivant M. Doebereiner, le *bore*. Le borax, employé autrefois en médecine comme fondant, dans les engorgements de la matrice, dans la suppression des règles, etc., n'est guère administré à l'intérieur; en Allemagne, on le donne cependant quelquefois pour réveiller les douleurs dans les accouchements laborieux. Il entre dans la composition des gargarismes détersifs dont on fait usage dans les cas de salivation excessive, accompagnée d'ulcérations de la langue, et qui sont composés de 30 grammes de sirop de mûres et de 4 grammes de borax. On emploie aussi quelquefois sa dissolution pour toucher les ulcères rongeants, les verrues, les condylômes. On peut s'en servir pour rendre la crème de tartre soluble.

Préparation. On trouve, dans le commerce, du borax appelé *tinckal*, qui vient de l'Inde, et qui paraît avoir été extrait du fond de certains lacs; il est coloré en gris jaunâtre par une matière savonneuse, composée d'une substance grasse et d'une portion de soude du sel; il contient en outre du sulfate de soude et du chlorure de sodium; on le purifie en le lavant à plusieurs reprises avec de l'eau et avec ce même liquide, auquel on a ajouté une faible dissolution de soude, marquant 5 degrés à l'aréomètre; le tinckal, ainsi débarrassé d'une partie de la matière savonneuse, est dissous dans 2 parties ½ d'eau bouillante, puis mêlé avec 12 parties de carbonate de soude pour 100 de sel; on filtre lorsque le dépôt est bien formé, on évapore et on fait cristalliser. MM. Payen et Cartier préparent aujourd'hui le borax du commerce en traitant le carbonate de soude par l'acide borique provenant des lacs de Toscane.

Il existe une autre variété de borate de soude qui cristallise en *octaèdres*, $NaO, 2\,BoO^3, 5\,HO$. Il suffit, pour l'obtenir, de faire cristalliser au-dessus de 65° une dissolution de borax marquant 30 degrés à l'aréomètre de Baumé. Il ne contient que 30,8 pour 100 d'eau. Il est préféré à l'autre pour la soudure, parce qu'il se boursoufle moins avant de subir la fusion ignée.

Carbonate, $NaO, CO^2, 10\,HO$. — 37,31 de carbonate anhydre, et 62,69 d'eau. Presque toutes les plantes qui croissent sur les bords de la mer, et particulièrement le *salsola soda* de L., contiennent de l'oxalate de

soude, qui se transforme en carbonate par la calcination : aussi trouve-t-on celui-ci dans leurs cendres. Il est solide, d'une couleur blanche; sa saveur est âcre, légèrement caustique; il verdit le sirop de violettes. Convenablement évaporé, il fournit des cristaux qui sont des prismes rhomboïdaux, ou des pyramides quadrangulaires appliquées base à base et à sommets tronqués. Exposés à l'air, ces cristaux s'effleurissent; chauffés dans un creuset, ils éprouvent successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée sans se décomposer, à moins qu'on ne les mette en contact avec de la vapeur aqueuse. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 7,08 de ce sel anhydre et 21,52 du même sel cristallisé, tandis qu'à 104° 6, l'eau dissout 48,50 du premier et 420,68 du second. A une température élevée, le phosphore le décompose, s'empare de l'oxygène de l'acide carbonique, passe successivement à l'état d'acide phosphorique et de phosphate de soude, et le charbon est mis à nu. Il est susceptible d'absorber une assez grande quantité de gaz acide carbonique qui sature la soude et lui fait perdre presque toute sa causticité. Il contient 62,9 p. 100 d'eau; il n'en renferme que 18 p. 100 s'il s'est formé en petits cristaux grenus dans une dissolution concentrée chaude. On ne l'emploie que dans les laboratoires et en médecine; mais les diverses soudes d'Alicante, de Carthagène, de Malaga, de Narbonne (salicor), d'Aigues-Mortes (blanquette), de Normandie (varech), et celle que l'on prépare artificiellement, le contiennent en plus ou moins grande quantité et ont des usages nombreux. On se sert de ces soudes dans la fabrication du savon dur, du verre, pour couler les lessives et pour diverses opérations de teinture. Le carbonate de soude est administré en médecine dans les mêmes circonstances que le carbonate de potasse; il est même employé de préférence, parce qu'il est moins caustique; quelques praticiens en ont fait usage contre le goître; on le donne ordinairement à l'état solide avec des extraits à la dose de quelques décigrammes.

Préparation. On prépare ce sel avec la soude artificielle, qui est formée de soude caustique, de carbonate de soude, de sulfure de calcium, de sulfate de chaux et de charbon. Après l'avoir réduite en poudre, on la traite par l'eau froide, qui ne dissout que la soude et le carbonate de soude; on décante la liqueur, on l'évapore jusqu'à siccité, et on la laisse à l'air pendant dix, douze ou quinze jours. La soude caustique se combine avec l'acide carbonique et s'effleurit; à cette époque, on fait redissoudre dans l'eau et on évapore la dissolution pour en obtenir des cristaux.

Préparation de la soude artificielle. On introduit dans un four, dont la température est au-dessus du rouge-cerise, un mélange pulvérulent

fait avec 1,000 parties de sulfate de soude anhydre, 1,040 de carbonate de chaux, et 530 de charbon de bois; quand ce mélange est dans le four, l'ouvrier pousse le feu aussi vivement que possible; la masse entre en fusion, tandis qu'il se dégage des quantités considérables d'oxyde de carbone qui s'est formé par l'action du charbon sur le sulfate de soude; ce sel se trouve donc réduit à du sulfure de sodium. On ne laisse arriver qu'un léger courant d'air, afin qu'en brûlant, le charbon ne passe qu'à l'état d'oxyde de carbone, qui devient ainsi une source abondante de chaleur. Le carbonate de chaux lui-même éprouve une décomposition; sous l'influence du charbon, il se change en chaux vive, et fournit à la combustion une nouvelle quantité d'oxyde de carbone. On reconnaît le terme de cette première réaction quand le gaz ne s'échappe plus d'une manière tumultueuse, et que la masse fondue ne développe plus que de rares bulles; elle est alors un mélange de sulfure de sodium, de chaux vive et de charbon.

Dès que l'ouvrier a saisi ce moment, il diminue l'intensité du feu et se met à brasser la masse avec son ringard. Quand la température s'est abaissée jusqu'à un certain point, la chaux vive et le sulfure de sodium se décomposent en soude caustique et en sous-sulfure de calcium *insoluble*. L'agitation de la masse favorise l'accès de l'air; elle a aussi pour effet d'éviter l'élévation de la température dans certaines parties, et d'empêcher ainsi la recomposition du sulfure de sodium et de la chaux vive. L'air brûle ensuite le reste du charbon, qui suffit pour carbonater la soude. On sait combien Leblanc, à qui l'on doit ce procédé, avait insisté sur la nécessité de remuer la masse jusqu'à la fin de l'opération.

On traite ensuite par l'eau, qui dissout le carbonate de soude et laisse le sous-sulfure de calcium. On purifie le carbonate de soude en le faisant cristalliser.

Extraction de la soude des plantes marines. On fait brûler ces plantes, comme je l'ai dit en parlant de la potasse du commerce, et l'on obtient une masse saline, composée de carbonate et de sulfate de soude, de chlorure de sodium, d'alumine, d'acide silicique, d'oxyde de fer, de charbon, et quelquefois de sulfate de potasse et de chlorure de potassium.

Sesquicarbonate, 2 NaO, 3 CO^2, 4 HO. — Confondu pendant longtemps avec le carbonate, il doit en être distingué par sa composition et par ses caractères. Il existe abondamment dans le *natron,* produit salin que l'on trouve dans quelques lacs d'Égypte, de Hongrie, etc., et qui contient, outre le sesquicarbonate, une certaine quantité de sel marin et de sul-

fate de soude. Il constitue presque à lui seul l'*urao*, matière très-abondante qui est dissoute dans les eaux d'un lac de l'Amérique du Sud (province de Maracaybo) ; on le trouve effleuri sur les murs de plusieurs souterrains, enfin il existe dans quelques eaux minérales. Il cristallise en prismes rhomboïdaux terminés par des pyramides quadrangulaires. Il est *inaltérable à l'air ;* il verdit le sirop de violettes. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 12,63 de ce sel anhydre et 16,60 de sel cristallisé ; à 100°, l'eau dissout 41,59 de sel anhydre et 59,48 de sel cristallisé. D'après M. Boussingault, le sesquicarbonate d'Afrique et d'Amérique ne précipiterait pas les sels de magnésie et ferait effervescence avec les sels de chaux.

Préparation. Suivant Hermann, lorsqu'on chauffe du bicarbonate de soude sans que la température dépasse 200° c., on a une masse saline formée en majeure partie de sesquicarbonate de soude. Pour obtenir ce sel cristallisé, il suffit d'exposer cette masse pendant quelque temps à l'action de l'air humide, surtout dans des caves (*Journ. de pharm.*, année 1843).

Le *natron* s'obtient par l'évaporation spontanée des eaux qui le tiennent en dissolution.

Bicarbonate de soude, NaO, 2 CO^2, HO. — Il existe dans les eaux alcalines gazeuses, naturelles et artificielles. Il est sous forme de prismes rectangulaires à quatre pans, terminés par une base rectangulaire oblique, d'une saveur faiblement alcaline. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 7,92 de sel anhydre et 8,95 de sel cristallisé, tandis qu'à 70° l'eau dissout 14,64 du premier et 16,69 du second. Si, après avoir dissous dans l'eau 1 gr. 264 de bicarbonate sodique, on fait bouillir la dissolution jusqu'à ce que 720 grammes d'eau soient réduits à 10, le sel se trouve transformé en un corps intermédiaire entre le carbonate et le sesquicarbonate, puisqu'au lieu de contenir 26,10 d'acide carbonique, comme le carbonate, ou 39,15, comme le sesquicarbonate, il renferme 31,74 d'acide. Si on prolonge l'ébullition, surtout dans une capsule ouverte, on change tout à fait le bicarbonate en carbonate (Rose). Le bicarbonate de soude est inaltérable à l'air, à moins que celui-ci ne soit très-chargé d'humidité; car, dans ce cas, il devient carbonate neutre, qui contient 10 équivalents d'eau. Il est employé en médecine dans tous les cas où le bicarbonate de potasse est indiqué, et il lui est même préféré. Il fait la base des pastilles de d'Arcet, que l'on administre quelquefois avec succès comme digestives, surtout chez les goutteux.

Préparation. On l'obtient en saturant de gaz acide carbonique le car-

bonate de soude ; mais alors il est toujours mêlé d'une portion de ce carbonate, dont on peut le débarrasser en le comprimant entre des papiers, puis le lavant avec une *petite* quantité d'eau, et comprimant de nouveau : le carbonate, étant beaucoup plus soluble que le bicarbonate, est enlevé par ce moyen.

Alcalimétrie. — On sait, par ce qui a été dit, que les carbonates de potasse et de soude du commerce contiennent des matières étrangères ; il importe de savoir quelles sont les proportions de carbonates de potasse et de soude qu'elles renferment. On donne le nom d'*alcalimétrie* à l'opération qui a pour but la solution de ce problème.

Méthode de Gay-Lussac pour le *carbonate de potasse.* On pèse 48 gr. 0,7 du carbonate à essayer, que l'on dissout dans une quantité d'eau telle que la dissolution occupe un demi-litre ou 500 centimètres cubes. On opère sur 50 centimètres cubes, c'est-à-dire sur le dixième ou sur 4 gr. 807. D'un autre côté, on prépare une dissolution de 5 grammes d'acide sulfurique monohydraté, et d'une quantité d'eau telle que le mélange occupe, à une température de + 15°, un volume de 50 centimètres cubes ; c'est à cet acide dilué que l'on donne le nom d'*acide sulfurique normal.* L'expérience prouve que 4 gr. 807 de carbonate de potasse *pur* exigent pour être saturés, de manière à donner du sulfate de potasse *neutre,* ni plus ni moins que 5 gr. d'acide sulfurique monohydraté, SO^3, HO. Partant de ce fait, il est évident que si pour saturer le carbonate dont on cherche à constater la valeur, il ne faut que 2 gr., 50 d'acide sulfurique monohydraté, la potasse ne contient que 50 pour 100 de carbonate, tout comme il faudrait conclure qu'elle n'en renferme que 25 pour 100, s'il ne fallait, pour la saturer, que 1 gr., 25 d'acide sulfurique. On fait l'essai dans une *burette* graduée, qui porte le nom de *burette alcalimétrique ;* celle de Gay-Lussac est divisée en demi-centimètres cubes, 100 de ses divisions contiennent 5 grammes d'acide sulfurique monohydraté : en sorte que si 4 gr. 807 de carbonate de potasse exigent 100 divisions d'acide normal, le carbonate est pur ; si une même quantité de carbonate n'exige que 80 divisions, c'est que le sel ne renferme que 80 parties de carbonate.

On procède de même pour le *carbonate de soude,* avec cette différence que pour saturer 5 grammes d'acide sulfurique monohydraté, il ne faut que 3 gr. 185 de ce carbonate. Si ce sel renfermait, comme cela arrive quelquefois, des sulfures, des hyposulfites ou des sulfites, il faudrait préalablement transformer ces sels étrangers en sulfates en calcinant le carbonate de soude avec quelques centièmes de chlorate de potasse ; on

conçoit que si l'on omettait de faire cette transformation, une partie des 5 grammes de l'acide sulfurique monohydraté décomposerait ces sels, en même temps qu'une autre partie saturerait une portion *seulement* du carbonate; ce résultat obtenu serait évidemment erroné.

Si l'on voulait déterminer la proportion de soude *libre* ou caustique qui existe assez souvent dans le carbonate de soude du commerce, on verserait du chlorure de baryum dans une quantité connue de carbonate du commerce; ce chlorure serait transformé en carbonate de baryte insoluble par le carbonate de soude, et en baryte soluble par la soude libre; on verserait le tout sur un filtre et on laverait avec de l'eau distillée; le carbonate insoluble resterait sur le filtre, et l'eau de baryte filtrerait; en faisant traverser celle-ci par un courant de gaz acide carbonique, on produirait du carbonate de baryte dont le poids, après lavage et dessiccation, ferait connaître la proportion de soude caustique (Barreswil).

Phosphate tribasique (phosphate ordinaire), 2 NaO, HO, PhO^5, 24 HO. — Ce sel se trouve dans l'urine, dans le sérum du sang et dans quelques autres matières animales. Il cristallise en rhomboïdes obliques, ou en prismes rhomboïdaux, ou en petites lames brillantes et nacrées; il est blanc, doué d'une faible saveur salée, nullement amère; il verdit le sirop de violettes; il s'effleurit rapidement à l'air, et se dissout très-bien dans 4 parties d'eau froide et dans 2 d'eau bouillante. Les acides sulfurique, azotique et chlorhydrique s'emparent d'une portion de la soude qu'il renferme, et le transforment en phosphate de soude. Chauffé à 100°, il perd 24 équivalents d'eau; à une température beaucoup plus élevée, il perd son dernier équivalent d'eau *basique;* et après avoir éprouvé successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée, il donne un verre opaque et laiteux de *pyrophosphate* de soude; ainsi calciné, il précipite l'azotate d'argent en *blanc* et non en *jaune,* comme avant la calcination; lorsqu'il est dissous, il peut, au bout de quelque temps, reprendre l'eau qu'il a perdue et redevenir phosphate ordinaire: cette action a lieu plus rapidement en le faisant bouillir. Il est employé dans les laboratoires pour préparer les divers phosphates insolubles, et en médecine comme purgatif: on l'administre ordinairement à la dose de 32 à 64 grammes dans un litre de bouillon aux herbes: cette boisson purge très-bien et n'est point désagréable.

Il existe encore un phosphate de soude tribasique, 3 NaO, PhO^5, 24 HO, et un phosphate acide tribasique, NaO, 2 HO, PhO^5, 2 HO; d'où il suit que dans ces trois phosphates il y a toujours trois équivalents de

base, savoir : dans le premier, 2 de soude et 1 d'eau; dans le second, 3 de soude, et dans le troisième, 1 de soude et 2 d'eau. Ils contiennent, en outre, 24 équivalents d'eau de cristallisation. Ils précipitent tous les trois l'azotate d'argent en jaune.

Préparation. On obtient le premier, 2 NaO, HO, PhO^5, 24 HO, par le deuxième procédé (voy. p. 317), ou bien en décomposant le biphosphate de chaux par le carbonate de soude; le second, 3 NaO, PhO^5, 24 HO, en ajoutant un excès de carbonate de soude à une dissolution du précédent; et le troisième, NaO, 2 HO, PhO^5, 24 HO, en ajoutant un excès d'acide phosphorique au premier.

Pyrophosphate (phosphate bibasique), 2 NaO, PhO^5, 10 HO. — Il n'est pas efflorescent. Si l'on ajoute un excès d'acide phosphorique, on obtient un sel acide cristallisable NaO, HO, PhO^5. Ces deux sels précipitent l'azotate d'argent en *blanc*.

Métaphosphate (phosphate monobasique), NaO, PhO^5. — Il ne contient pas d'eau. Il est incristallisable, déliquescent et précipite en blanc l'azotate d'argent et l'albumine ; cette dernière substance n'est précipitée ni par les phosphates ni par les pyrophosphates.

Sulfate (sel de Glauber, sel admirable, soude vitriolée, alcali minéral vitriolé), NaO, SO^3, 10 HO. — On trouve ce sel anhydre en Espagne; hydraté, il existe dans certaines eaux de source, par exemple, à Dieuze, à Château-Salins, etc., dans les cendres des plantes marines, enfin combiné avec le sulfate de chaux. Il est sous forme de prismes à six pans cannelés, terminés par un sommet dièdre, transparents, excessivement diaphanes, doués d'une saveur amère, fraîche, salée, efflorescents, pouvant perdre dans ce cas les 10 équivalents d'eau qu'il renferme, et très-solubles dans l'eau. Le sulfate de soude *anhydre* est également efflorescent; mais alors il a absorbé de l'eau à l'atmosphère, et a formé un sulfate moins hydraté que celui qui contient dix équivalents d'eau, non efflorescent. Le charbon le transforme en sulfure de sodium (voy. p. 322). Le sulfate de soude a un *maximum* de solubilité à environ 33°; 100 parties d'eau à 0° n'en dissolvent que 5 parties; à 33°, au contraire, elles en dissolvent 322; à partir de ce terme, la solubilité va continuellement en diminuant à mesure que la température s'élève jusqu'à 100° : toutefois une dissolution de ce sel, faite dans l'eau bouillante, contient beaucoup plus de sel que lorsqu'elle a été préparée à 8° ou 10° + 0°, et doit cristalliser par le refroidissement de la liqueur; mais ces cristaux sont *anhydres;* pour avoir le sulfate hydraté à 10 équivalents d'eau, il faut que la cristallisation ait lieu à une température inférieure à + 20°. Si

la dissolution de sulfate de soude saturée et bouillante est enfermée dans un tube de verre d'où l'on ait chassé l'air, elle ne cristallise plus, lors même qu'elle est agitée; mais il suffit d'y faire entrer une bulle d'air ou d'un gaz quelconque, pour que la cristallisation ait lieu : on ignore quelle peut être la cause de ce phénomène. Chauffé dans un creuset, le sulfate de soude éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée; si on le refroidit après l'avoir fondu, il a l'aspect d'un émail. On l'emploie pour préparer la soude artificielle ; on s'en sert maintenant avec avantage dans la fabrication du verre. On l'administre en médecine comme purgatif, à la dose de 32 à 50 grammes dans trois verres de bouillon aux herbes ou d'une autre tisane; il est usité dans tous les cas où il est nécessaire de procurer des évacuations alvines, sans produire d'excitation générale, dans les maladies cutanées, dans les jaunisses de longue durée, etc.; il est donné aussi comme apéritif et fondant. M. Courdemanche s'en est servi pour composer le mélange frigorifique de Walker, dont il a fait une heureuse application à la congélation de l'eau; en effet, lorsqu'on mêle 2 kilogrammes de sulfate de soude pulvérisé, et 2 kilogrammes d'acide sulfurique à 36 degrés, ou 2 kilogr. 750 grammes du même sel, et 2 kilogr. 128 grammes de résidu d'éther sulfurique, ramené à une densité de 33 degrés, et qu'on plonge dans ce mélange des cylindres de fer-blanc contenant de l'eau, celle-ci ne tarde pas à être congelée. Les précautions à employer dans cette opération sont de refroidir les deux substances dans des vases peu conducteurs du calorique avant de les mêler, de ne pas employer du sel effleuri, de faire usage de l'eau qui a bouilli, d'agiter le mélange pour que l'action réciproque du sel et de l'acide soit plus prompte et plus complète, enfin de renouveler ces mélanges deux ou trois fois, si le refroidissement obtenu d'abord n'était pas suffisant. On peut aussi obtenir de la glace à peu de frais en mêlant 1500 grammes de sulfate de soude avec 1200 grammes d'acide chlorhydrique; l'abaissement de la température est de 25° à 30° — 0°.

Il est formé de 44,09 de sulfate anhydre et de 55,91 d'eau. Le sel anhydre contient 43,82 de soude et 56,18 d'acide.

Préparation. On prépare le sulfate de *soude* en décomposant le chlorure de sodium (sel commun) par l'acide sulfurique; mais comme le sulfate qui en résulte contient souvent du sulfate de fer et du sulfate de manganèse, on le fait rougir dans un creuset pour décomposer ces deux sels; on traite la masse par l'eau, qui ne dissout que le sulfate de soude pur. On le prépare aussi, mais en petite quantité, en faisant éva-

porer les eaux de source qui le renferment; on traite la masse solide par l'eau bouillante, et le sultate de soude cristallise par refroidissement.

J'ai dit, en parlant du sel commun, comment M. Balard est parvenu à retirer ce sel en grand et à peu de frais (voy. p. 376).

Bisulfate, NaO, 2 SO^3, 3 HO. — Il est cristallisé. Chauffé, il fond et perd 2 équivalents d'eau; il finit par devenir *anhydre,* si on continue l'action de la chaleur; dans cet état, il abandonne la moitié de son acide, si on le soumet à une température plus élevée. On l'obtient en ajoutant à une dissolution de sulfate de soude une quantité d'acide sulfurique égale à celle que ce sel renferme déjà.

Hyposulfite, NaO, S^2 O^2, 5 HO. — Il est le produit de l'art, et sous forme de prismes rhomboïdaux, terminés aux deux bouts par une face oblique, incolores, transparents, très-solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, puis se décompose en pentasulfure de sodium et en sulfate de soude. Il dissout l'oxyde de mercure et le chlorure d'argent. On l'emploie dans la préparation des images daguerriennes (voy. *Iodures d'argent*). Il forme avec le protoxyde d'or un sel double qui sert à fixer ces images, et qui est représenté par Au^2 O, S^2 O^2, 3 NaO, S^2 O^2, 4 HO (Fordos et Gélis).

Préparation. On fait bouillir avec du soufre une dissolution de sulfite *neutre.* Walchner a indiqué le procédé suivant :

On chauffe peu à peu dans une capsule de porcelaine 500 grammes de carbonate de soude cristallisé et bien desséché, et 160 grammes de soufre sublimé; lorsque celui-ci est fondu, on divise, en entretenant une chaleur égale, la masse qui s'est alors agglutinée, et on la tourne pour mettre toutes ses parties en contact avec l'air et pour transformer le sulfure de sodium en sulfite de soude. On fait dissoudre ce sulfite dans l'eau; on filtre pour en séparer le fer dont il était mélangé; on fait aussitôt bouillir la liqueur avec du soufre sublimé, et la liqueur filtrée, presque incolore, fortement concentrée, donne l'hyposulfite de soude en cristaux très-purs et en grande quantité.

Sulfite neutre, NaO, SO^2, 10 HO. — Il est le produit de l'art. Il cristallise en prismes obliques; il est soluble dans quatre parties d'eau froide et dans un peu moins de son poids d'eau bouillante; il réagit faiblement à la manière des alcalis, et a la saveur d'acide sulfureux. Chauffé, il fond dans son eau de cristallisation, puis il perd de l'acide sulfureux et de l'eau.

Il est employé sous le nom d'*antichlore* pour enlever aux fils, aux tis-

sus ou à la pâte de papier, l'odeur du chlore qu'ils contractent par le blanchîment. Il empêche les vins de brunir et la pulpe de betterave de se colorer à l'air et d'entrer en fermentation pendant un certain temps. Il conserve les cadavres pendant longtemps, en hiver surtout, et peut servir très-utilement aux dissections, comme l'a fait voir le Dr Sucquet. Aujourd'hui tous les cadavres des pavillons de la Faculté sont injectés avec ce sel, dont on introduit 3 ou 4 litres dans l'aorte.

Le sulfite des injections est un liquide clair, transparent, rougissant le tournesol, et marquant 25 degrés à l'aréomètre de Baumé.

Préparation. On l'obtient en distillant dans des vases clos une pâte faite avec de la sciure de bois et de l'acide sulfurique du commerce. L'appareil se compose d'une vaste cornue en fonte et d'un gros tuyau en plomb se rendant dans une cuve remplie d'une dissolution de carbonate de soude marquant de 18 à 21 degrés à l'aréomètre de Baumé; le tuyau porte un petit robinet de dégagement et de sûreté ayant pour but de surveiller l'opération. Il se produit, pendant la décomposition de la sciure, une grande quantité de gaz acide sulfureux, de la vapeur d'eau, de l'acide carbonique, et une petite proportion d'acide acétique et d'acide sulfhydrique; ces substances, en arrivant dans la cuve, donnent naissance à du *sulfite de soude*, à un peu d'acétate de soude et de sulfure de sodium; il se dégage beaucoup d'acide carbonique. On pousse l'opération jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de gaz acide sulfureux, ce que l'on reconnaît en ouvrant le robinet; alors on recommence en faisant une nouvelle pâte avec le charbon restant dans la cornue et de l'acide sulfurique. On cesse de faire arriver du gaz sulfureux lorsque la liqueur de la cuve à soude ne trouble plus une dissolution de sulfate de protoxyde de fer; en ce moment, on mêle cette liqueur avec une certaine quantité de carbonate de fer, qui décompose le sulfure de sodium; on décante dès que le sulfure de fer est déposé. La présence du sulfure de sodium dans la liqueur amènerait nécessairement l'altération des scalpels et des autres instruments de dissection. Il y a avantage à ce que le sulfite des injections soit légèrement acide; en effet, s'il était neutre, il cristalliserait lorsqu'il marquerait 18 degrés à l'aréomètre, et ne pourrait par conséquent pas être amené à 25 degrés : on sait, d'un autre côté, que les instruments ne sont pas attaqués quand on dissèque des cadavres injectés avec de l'acide sulfureux liquide.

Depuis plusieurs années que j'ai fait adopter la méthode à injecter du Dr Sucquet, soit dans les pavillons de la Faculté, soit à Clamart, on n'a point observé chez les élèves ni chez les garçons d'amphithéâtre ces

abcès et ces accidents graves qui auparavant étaient si souvent la suite de piqûres, et qui se terminaient quelquefois par la mort.

On obtient le *sulfite neutre de soude* qui doit servir à la préparation de l'hyposulfite, soit comme je l'ai déjà dit (voy. *Hyposulfite,* p. 389), soit en divisant en deux parties bien égales une dissolution de carbonate de soude, en sursaturant l'une de gaz acide sulfureux, et en neutralisant ensuite par la seconde portion de carbonate. On fait bouillir la liqueur dans un ballon pour chasser l'excès d'acide sulfureux.

Azotate, NaO, AzO^5. — Il existe *abondamment* dans le district d'Atacama, près du port d'Yquique. Dans les laboratoires, on l'obtient cristallisé en prismes rhomboïdaux incolores, d'une saveur fraîche, piquante et amère, légèrement déliquescents; 100 parties d'eau à 0° dissolvent 79,75 de ce sel anhydre, et à 120°, 225, 30 p.; il est moins fusible que l'azotate de potasse; on peut le substituer avec avantage à ce dernier pour préparer l'acide azotique, parce qu'il fournit plus de cet acide et qu'il est à plus bas prix.

D'après M. Lembert, l'azotate de soude naturel contient une très-petite quantité d'iodure de sodium et une proportion plus forte d'iodate de soude (*Journ. de pharm.,* ann. 1843).

Préparation (voy. p. 317, 1er et 2e procédés).

Chlorure.— Ce sel est liquide, légèrement verdâtre, d'une odeur forte, savonneux au toucher, d'une saveur salée un peu caustique; il décolore le tournesol et verdit le sirop de violettes : l'azotate d'argent y fait naître un précipité abondant de chlorure et d'oxyde d'argent; le chlorure de platine et l'oxalate d'ammoniaque ne le troublent point quand il est pur. Les acides en séparent beaucoup de chlore, et s'unissent à la soude. Évaporé, il perd une grande quantité de chlore, et fournit une masse blanche gélatineuse. Il est employé, comme le chlorure de chaux, en qualité de désinfectant, et dans le traitement des brûlures, de certains ulcères, de quelques affections syphilitiques, de la pourriture d'hôpital, etc. M. Chomel l'a administré avec succès dans le traitement des fièvres typhoïdes.

On le prépare pour les usages du commerce en saturant de chlore gazeux une solution peu concentrée de carbonate de soude; le chlore chasse d'abord l'acide carbonique, puis s'empare de la soude et constitue le chlorure de soude. Cette liqueur porte dans le commerce le nom d'*eau de Javelle ;* elle est presque toujours colorée en rose par un peu de perchlorure de manganèse.

DES EAUX MINÉRALES SULFUREUSES.

Les eaux minérales sulfureuses peuvent être rangées en trois classes, par rapport à la composition de leur principe sulfureux : 1° celles qui ne renferment que de l'*acide sulfhydrique libre*, 2° celles qui contiennent du *monosulfure de sodium*, et 3° celles dans lesquelles il existe à la fois de l'acide *sulfhydrique libre* et un *monosulfure*.

Eaux sulfhydriques.— On les trouve à Évaux, à Cambo-Saint-Honoré, à Saint-Amand, à Allevard, à Barbotan, etc. Elles sont froides ou peu chaudes, limpides, d'*une odeur d'œufs pourris*. L'*argent métallique* les *noircit*, en donnant lieu à un précipité de sulfure d'argent; après cette action, il ne reste plus de soufre en dissolution. L'acide *arsénieux les colore en jaune* en produisant du sulfure d'arsenic $As\,S^3$, soluble dans l'ammoniaque.

Eaux monosulfurées. — Ces eaux, dites ordinairement *eaux des Pyrénées*, contiennent du *monosulfure de sodium*. Elles sont en général chaudes, limpides et *inodores* ou peu odorantes; quand elles ont de l'odeur, c'est que déjà elles sont loin de la source, et que frappées par l'air, elles ont été décomposées de manière qu'il s'est formé une plus ou moins grande quantité de *gaz acide sulfhydrique;* on sait en effet que le monosulfure de sodium est *inodore*. *L'argent métallique ne les noircit pas*, et l'acide arsénieux ne *les colore en jaune* qu'autant que l'on ajoute un acide (voy. *Monosulfure de sodium*, p. 373). Elles contiennent toutes un iodure soluble et probablement aussi un bromure.

Les eaux à la fois *sulfhydriques* et *monosulfurées*, telles que les eaux d'Enghien, d'Uriage, de Pierrefonds, etc., renferment de l'acide *sulfhydrique* et un *monosulfure* qui le plus souvent est du *monosulfure de calcium;* mais ces deux corps sont simplement mélangés et non pas à l'état de *sulfhydrate de monosulfure*, la quantité d'acide sulfhydrique étant insuffisante pour constituer un sulfhydrate à proportions définies. Elles sont limpides et répandent l'*odeur* d'œufs pourris; leur température ne dépasse guère 22° c., et en général elles sont presque toutes froides. *L'argent métallique les noircit*, et *l'acide arsénieux les jaunit*, ce qui tient à la présence de l'acide sulfhydrique libre; mais si on vient à les filtrer lorsque l'argent a épuisé son action, qu'il ne se forme plus de sulfure, la liqueur filtrée ne renferme plus alors d'autre principe sulfureux que le monosulfure et se comporte avec les réactifs comme l'eau *monosulfurée*.

M. Fontan a divisé les eaux minérales sulfureuses en eaux *naturelles*

et *accidentelles*. Les premières sont celles qui sont sulfureuses dans tout le cours de leur trajet; les autres, primitivement salines, sont devenues sulfureuses par la décomposition d'un sulfate calcaire ou magnésien qui s'est transformé en *sulfure* par l'action de la tourbe et des matières organiques à travers lesquelles l'eau a passé. Les eaux d'*Enghien*, d'*Uriage*, de *Bourbonne-les-Bains*, et toutes celles qui font partie de la troisième classe, sont dans ce cas; elles contiennent des chlorures et des sulfates de chaux et de magnésie en grande quantité; elles sourdent dans les terrains secondaires et tertiaires, tandis que les eaux *naturelles* sourdent dans les terrains primitifs, et à la limite de ces terrains on trouve des sources *salines* qui sont analogues, et dans lesquelles les *sulfures* sont remplacés par des *sulfates*. La décomposition du *sulfate de chaux* par les détritus des matières organiques est rapide et peut être facilement opérée dans les laboratoires.

Eaux monosulfurées des Pyrénées. Ces eaux sont les *eaux Bonnes*, les eaux *Chaudes*, les eaux de *Cauterets*, de *Saint-Sauveur*, de *Bagnères de Luchon*, de *Barzun*, etc.; elles contiennent, outre le *monosulfure de sodium*, du sulfate de soude, de l'acide silicique libre, suivant les uns, et combiné à la soude suivant les autres, des traces de magnésie, de fer et d'alumine carbonatés, un peu de potasse à l'état de silicate, d'après M. Fontan, de la *barégine* dissoute, qui peut se déposer par le refroidissement ou par le repos de l'eau, à l'état de gelée *amorphe*, de la *sulfuraire*, découverte par M. Fontan, qui est blanche, filamenteuse, et qui peut prendre la forme d'une plume, d'une fleur radiée, d'une queue de cheval, de pluche, en se rangeant autour d'un fragment de barégine. La *sulfuraire* est formée de tubes transparents remplis de granules, comme serait un tube de verre rempli de perles; une des extrémités des filaments adhère à la *barégine*, l'autre flotte au gré des courants d'eau; on n'aperçoit la *sulfuraire*, au passage des eaux, que lorsque celles-ci ont le contact de l'air et que leur température ne dépasse pas 45° à 50° c. Les eaux sulfureuses renferment encore de l'azote, de l'acide carbonique et de l'oxygène. Leur onctuosité est due en partie au dépôt de la barégine, à la combinaison de l'alcali avec la matière silicée, et à la *sulfuraire* quand il en existe.

Pour juger de la minime proportion des substances contenues dans ces eaux, je donne ici la composition de l'eau de Saint-Sauveur, d'après Longchamp.

EAU = UN LITRE.

Azote.	0, 004 lit.
Monosulfure de sodium.	0,gr. 025,360
Sulfate de soude.	0, 038,680
Chlorure de sodium.	0, 073,598
Acide silicique.	0, 050,710
Chaux.	0, 001,847
Magnésie.	0, 000,242
Soude caustique.	0, 005,201
Potasse caustique.	traces.
Barégine.	traces.
	0,gr. 195,638

Les eaux Bonnes ont fourni à M. Henry, pour un litre d'eau, 0 lit. 0064 d'acide carbonique.

Voyons maintenant si le soufre que renferment les eaux sulfureuses des Pyrénées y existe réellement à l'état de *monosulfure* de *sodium*, ainsi qu'il résulte des travaux de Bayen, d'Anglada, de Longchamp, des miens, et de ceux plus récents de M. Filhol. M. Fontan, dans son beau travail sur les eaux minérales des Pyrénées, publié en 1833, avait annoncé que le principe sulfureux des eaux minérales sulfureuses des Pyrénées était un *sulfhydrate de monosulfure de sodium.* On peut lire dans le *Journal de pharmacie* (années 1843 et 1847) deux mémoires de MM. Boullay et Henry, dont le dernier se termine par les conclusions suivantes : 1° on doit admettre que le sulfure de sodium ne se trouve pas dans ces eaux à l'état neutre, mais accompagné de proportions plus ou moins grandes d'acide sulfhydrique *libre;* 2° que l'opinion qui consiste à les considérer comme contenant un *sulfhydrate* de *sulfure hydraté* ne saurait être admise, parce que l'excès de l'acide sulfhydrique ne s'y trouve pas en proportion convenable pour donner lieu à ce composé.

M. Filhol, dans un travail encore inédit, après avoir étudié les eaux de Bagnères de Luchon pendant plusieurs mois, combat l'existence d'un *sulfhydrate* dans ces eaux par les considérations suivantes :

1° Le sulfhydrate de sulfure de sodium est un sel très-instable; l'expérience démontre qu'il ne peut pas supporter une température supérieure à 50° ou 60° sans se décomposer en acide sulfhydrique qui se dégage, et en sulfure neutre de sodium; comment donc pourrait-il se maintenir dans des sources dont l'eau marque de 58° à 68° ?

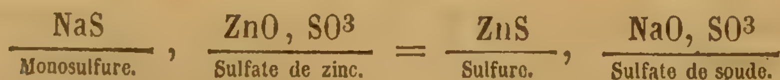
Si ces eaux renfermaient un sulfhydrate de sulfure, elles devraient verser des torrents d'acide sulfhydrique dans les galeries où elles s'écoulent avant d'arriver dans les réservoirs, et pourtant il n'en est pas ainsi,

car j'ai pu séjourner pendant plusieurs heures dans ces galeries, alors que l'eau y coulait en plein air, depuis les griffons jusqu'à la sortie des galeries, et que j'avais fait fermer toutes les portes; j'aurais été certainement empoisonné par l'acide sulfhydrique, si la quantité de ce gaz que laissent dégager les sources eût été considérable.

2° Si l'on fait bouillir l'eau minérale dans un appareil convenable, pendant quatre à cinq minutes, temps plus que suffisant pour décomposer quelques centigrammes de sulfhydrate de sulfure, et qu'on recueille les gaz qui se dégagent, on n'en retire pas la vingtième partie de l'acide sulfhydrique indiqué par la théorie; si, au contraire, on prolonge l'ébullition pendant plusieurs heures, on en obtient plus que n'en devrait fournir la quantité de sufhydrate de sulfure indiquée par l'analyse. Il est d'ailleurs facile de s'assurer que le sulfure neutre de sodium, traité de la même manière, fournit tout autant d'acide sufhydrique libre.

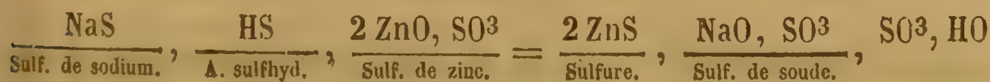
3° L'azote qui se dégage spontanément de la plupart de ces sources n'entraîne que des traces d'acide sulfhydrique tellement faibles, que c'est à peine si l'on peut en constater la présence; ce fait, qui s'explique difficilement quand on admet le sulfhydrate de sulfure, se conçoit très-bien quand on admet le monosulfure.

4° Si l'on ajoute à l'eau de Luchon une quantité de sulfate de zinc un peu supérieure à celle qui est nécessaire pour en décomposer le sulfure, et qu'on filtre le mélange, la liqueur filtrée a perdu tout son titre sulfhydrométrique, tandis que la solution de sulfhydrate de sulfure traitée de la même manière en conserve une partie. Cette même liqueur filtrée est neutre quand on opère sur l'eau des sources de Bagnères de Luchon, elle est acide quand on opère sur la solution de sulfhydrate de sulfure : en effet, on a dans le premier cas,



$$\underbrace{NaS}_{\text{Monosulfure.}},\ \underbrace{ZnO,\ SO^3}_{\text{Sulfate de zinc.}} = \underbrace{ZnS}_{\text{Sulfure.}},\ \underbrace{NaO,\ SO^3}_{\text{Sulfate de soude.}}$$

dans le deuxième,

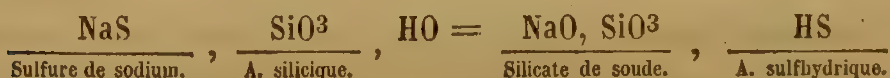


$$\underbrace{NaS}_{\text{Sulf. de sodium.}},\ \underbrace{HS}_{\text{A. sulfhyd.}},\ \underbrace{2\,ZnO,\ SO^3}_{\text{Sulf. de zinc.}} = \underbrace{2\,ZnS}_{\text{Sulfure.}},\ \underbrace{NaO,\ SO^3}_{\text{Sulf. de soude.}},\ SO^3, HO$$

L'acidité est faible quand on emploie le sulfate de zinc, qui n'agit que très-peu sur l'acide sulfhydrique; elle est au contraire bien tranchée quand on emploie l'acétate de zinc ou le sulfate de plomb, qui décomposent entièrement le sulfhydrate de sulfure.

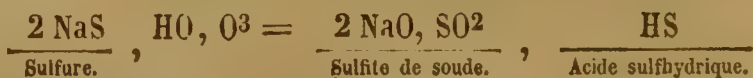
5° L'argent ou le cuivre se ternissent à peine dans l'eau de Luchon (à l'abri de l'air), et ils en abaissent très-peu le titre; ces métaux indiquent cependant l'existence d'une trace d'acide sulfhydrique libre dans cette eau, mais ce n'est qu'une *trace*.

6° La composition des eaux de Bagnères de Luchon est telle, qu'il est très-facile d'expliquer le dégagement d'acide sulfhydrique qui a lieu quand on les fait bouillir, sans avoir recours à l'existence d'un sulfhydrate de sulfure, et de comprendre pourquoi, lorsque l'eau est décomposée par le sulfure de sodium, l'acide sulfhydrique provenant de cette réaction n'est pas retenu par la soude qui s'est produite en même temps. En effet, Bayen a observé le premier (et les chimistes qui l'ont suivi ont confirmé ce fait) que lorsque l'eau sulfureuse blanchit, le dépôt qui la trouble se compose de soufre, d'acide silicique et de matière organique; ces eaux contiennent donc de l'acide silicique dissous à la faveur du sulfure de sodium, et une partie de cet acide se dépose à mesure que le sulfure qui la tenait en dissolution se détruit. Or M. Aubergier a démontré que lorsqu'on faisait bouillir une dissolution de sulfure de sodium au contact de l'acide silicique, l'eau était décomposée, et qu'il se produisait du silicate de soude et de l'acide sulfhydrique libre. On voit donc pourquoi l'acide sulfhydrique n'est pas retenu par la soude; on voit aussi pourquoi une eau qui traverse des roches granitiques, dans lesquelles on ne trouve que de l'orthose et pas d'*albite*, contient cependant du silicate de soude.



$$\underbrace{NaS}_{\text{Sulfure de sodium.}},\ \underbrace{SiO^3}_{\text{A. silicique.}},\ HO = \underbrace{NaO,\ SiO^3}_{\text{Silicate de soude.}},\ \underbrace{HS}_{\text{A. sulfhydrique.}}$$

7° Cette cause de dégagement de l'acide sulfhydrique n'agit pas toute seule; en effet, les eaux de Bagnères de Luchon contiennent aussi en dissolution de l'oxygène qui peut bien venir en aide à la réaction précédente : ainsi



$$\underbrace{2\,NaS}_{\text{Sulfure.}},\ HO,\ O^3 = \underbrace{2\,NaO,\ SO^2}_{\text{Sulfite de soude.}},\ \underbrace{HS}_{\text{Acide sulfhydrique.}}$$

Il se produirait un sulfite basique de soude avec dégagement d'acide sulfhydrique, ou plus probablement un mélange de silicate et de sulfite neutre de soude, toujours avec dégagement d'acide sulfhydrique. Mes expériences démontrent en effet que c'est du sulfite, et non pas de l'*hyposulfite de soude*, qui existe dans les eaux qui ont été altérées par l'air et qui n'ont pas blanchi.

8° Enfin l'eau elle-même peut décomposer le sulfure de sodium, et je crois que cette troisième cause d'altération agit comme les précédentes. Il est vrai que dans ce dernier cas, on ne voit pas clairement pourquoi la soude qui se produit pendant la réaction ne retient pas l'acide sulfhydrique; mais ce fait a ses analogues en chimie : ainsi, quand on concentre une dissolution d'acétate neutre de potasse, une bonne partie de l'acide acétique se volatilise vers la fin de l'opération, et l'acétate devient basique; on sait d'ailleurs que, dans le cas de l'action de l'eau pure sur le sulfure de sodium, les choses se passent d'une manière moins simple. J'ai constaté en effet que l'oxygène de l'eau décomposée se porte en partie sur le sodium, en partie sur le soufre, et donne lieu à des produits dont l'étude est fort difficile; je me propose de publier plus tard un travail sur ce sujet. Au reste, cette dernière cause de dégagement d'acide sulfhydrique n'agit que d'une manière accessoire dans le cas des eaux de Luchon; les deux premières sont les plus efficaces.

9° J'ai préparé des dissolutions de sulfhydrates de sulfure en leur donnant un degré de concentration tout pareil à celui des eaux de la Reine ou de Bayen ; je les ai examinées comparativement à l'eau naturelle, et indépendamment des caractères distinctifs que j'ai signalés plus haut, j'ai observé les suivants :

Si l'on agite l'eau naturelle avec une quantité de sulfate de zinc un peu supérieure à celle qui est nécessaire pour précipiter le soufre qu'elle renferme, elle perd complétement son odeur; les papiers imprégnés d'acétate de plomb ou d'acide arsénieux qu'on promène à la surface du liquide ne sont nullement altérés; la solution de sulfhydrate de sulfure conserve, au contraire, une odeur d'acide sulfhydrique, noircit le papier d'acétate de plomb, et jaunit celui d'acide arsénieux. Voici les proportions que j'ai employées dans mes essais.

Sulfhydrate de sulfure de sodium anhydre	0,070 gr.
Sulfate de zinc cristallisé.	0,300
Eau distillée privée d'air.	1,000

Les considérations qui précèdent sont fortifiées par les résultats de l'analyse quantitative de l'eau de la Reine; en effet, le dosage exact du soufre et de la soude ne conduit pas à admettre un sulfhydrate de sulfure, mais bien un sulfure neutre.

On doit encore à M. Filhol quelques observations que je crois devoir faire connaître.

1° La composition chimique des sources varie non-seulement avec les saisons, mais aussi d'un jour à l'autre et même aux diverses heures de la même journée.

Il a établi ce premier résultat par quatre cents essais sulfhydrométriques faits sur les lieux, au griffon même de chaque source, et avec des précautions minutieuses. Les variations de composition sont assez fortes pour que les médecins doivent sérieusement s'en préoccuper.

2° Deux cent onze observations, qui comprennent un intervalle de temps de six mois, et qui ont été faites moitié par lui, moitié par M. François, ingénieur des mines, établissent qu'en général les eaux sont plus sulfureuses quand le baromètre monte, et le deviennent moins quand il descend : cette loi s'est vérifiée cent soixante et dix fois sur deux cent onze, soit environ quatre-vingts fois sur cent.

3° Les eaux de Bagnères de Luchon contiennent peu de carbonate de soude; mais elles en renferment réellement, même quand on les analyse auprès de la source.

Les eaux minérales sulfureuses monosulfurées de Barèges, de Cauterêts, de Bagnères de Luchon, de Saint-Sauveur, d'Aix, de Molitz, d'Escaldas, les eaux Bonnes et les eaux dites Chaudes, ainsi que les eaux d'Enghien, sont utilement employées dans les cas de maladies chroniques de la peau, de scrofules, de rhumatismes *chroniques,* d'engorgements rhumatiques, de paralysies, d'anciens ulcères opiniâtres, d'hydropisies des articulations, de suppurations internes, et principalement de celles des organes du bas-ventre. N'a-t-on pas vu, dans quelques cas d'oppressions nerveuses de la poitrine, l'administration de ces eaux couronnée du plus grand succès ? On les fait prendre à l'intérieur, coupées avec du lait ou avec une décoction émolliente : on commence ordinairement par un verre de cette boisson, ou bien on les emploie sous forme de bains ou de douches. Les eaux sulfureuses artificielles, convenablement préparées, remplissent à peu près les mêmes indications.

Sulfhydrométrie. — Dupasquier, mettant à profit l'action de l'iode sur l'acide sulfhydrique, a cherché à déterminer la proportion de soufre contenu dans les eaux sulfureuses. Voici comment il opérait : on verse dans l'eau sulfureuse, tenant en suspension de l'amidon, une dissolution alcoolique d'iode; celui-ci décompose l'acide sulfhydrique pour former de l'acide iodhydrique; l'amidon ne se colore pas en bleu, tant qu'il se produit de l'acide iodhydrique; mais dès qu'il ne s'en forme plus, l'alcoolat d'iode colore l'amidon en bleu. Il est évident qu'en employant une dissolution alcoolique d'iode *titrée,* c'est-à-dire pouvant décomposer des proportions d'acide sulfhydrique connues à l'avance, d'après la

dissolution d'iode employée, il sera facile de calculer la quantité d'acide sulfhydrique que renferme l'eau sulfureuse.

M. Filhol propose de substituer à l'alcoolat d'iode une dissolution d'iodure *ioduré* de potassium; cette dissolution, dont le coefficient de dilatation est trente fois moindre que celui de l'alcool, fournit des résultats infiniment plus comparables que l'alcoolat d'iode. Les erreurs que peut occasionner la présence du carbonate de soude, quand on soumet les eaux sulfureuses à l'action du sulfhydromètre, sont assez grandes pour qu'on ne doive pas les négliger. Le titre est toujours trop fort quand on n'a pas neutralisé ce carbonate. Dupasquier conseillait d'opérer cette neutralisation à l'aide d'un acide, ce qui donnait lieu à une perte d'acide sulfhydrique. M. Filhol se sert, avec raison, de chlorure de baryum, qui produit du carbonate de baryte, dont le titre est nul au sulfhydromètre.

DU CALCIUM. Ca. Équivalent = 250.

Le calcium ne se trouve jamais dans la nature qu'à l'état de fluorure, de chlorure, etc., ou à l'état d'oxyde combiné avec divers acides, c'est-à-dire à l'état de *sel*. Ce métal n'a été obtenu qu'en très-petite quantité, en sorte qu'il a été impossible d'étudier toutes ses propriétés : on sait qu'il est blanc, très-brillant, argentin, fort difficile à fondre, et qu'il absorbe l'oxygène avec beaucoup de rapidité, pour passer à l'état d'oxyde; il est susceptible de former deux *oxydes*. Il existe au moins deux sulfures de calcium; Berzelius en admet trois. Le *monosulfure* CaS est blanc, d'une saveur âcre et alcaline, peu soluble dans l'eau : on n'a pas essayé de l'obtenir cristallisé; il résulte de l'action du charbon sur le sulfate de chaux à une forte chaleur, ou de celle de l'acide sulfhydrique sur la chaux suspendue dans l'eau. Le *bisulfure hydraté,* $CaS^2, 3HO$, en cristaux jaunes orangés, soluble dans 400 parties d'eau à $16^o + 0^o$, est le résultat de l'action de l'eau bouillante et du soufre sur la chaux. Le *pentasulfure,* CaS^5, s'obtient en faisant bouillir pendant longtemps le protosulfure avec de l'eau et du soufre. Il peut être employé en médecine en remplacement du soufre; son bas prix doit souvent le faire préférer pour la préparation des bains sulfureux. La poudre de Pyhoret, dont on se sert quelquefois contre la gale, en frictions dans la paume de la main, et à la dose de 2 à 4 grammes par jour, n'est que du sulfure de calcium broyé et délayé dans un peu d'huile d'olives.

Le *phosphore* peut former avec le calcium un phosphure brun-marron, $PhCa^2$, qui décompose l'eau en dégageant du phosphure d'hydrogène

spontanément inflammable, et en donnant naissance à de l'hypophosphite de chaux. Celui que l'on obtient en traitant la chaux, à une température élevée, par la vapeur de phosphore, contient 2 équivalents de phosphate de chaux et 5 de phosphure de calcium.

Le *chlore* uni au calcium donne un chlorure que l'on trouve dans les eaux de la mer, de plusieurs fontaines, et dans les matériaux salpêtrés, et qui a été longtemps désigné sous les noms de *muriate de chaux desséché*, d'*ammoniaque fixe* = Ca Cl. Chauffé dans un creuset, il éprouve d'abord la fusion aqueuse s'il contient de l'eau, puis la fusion ignée; dans ce dernier état, il constitue le *phosphore de Homberg :* on l'a appelé ainsi, parce qu'après avoir été fondu et refroidi, il devient lumineux par le frottement, surtout dans l'obscurité; dans cet état, il est demi-transparent, lamelleux, fixe, et ne conduit point l'électricité; sa saveur est âcre, piquante et amère; il se dissout dans un *quinzième* de son poids d'eau à 15°, et il n'exige que la moitié de son poids du même liquide à 0°; sa dissolution aqueuse saturée ne bout qu'à 169°; il attire puissamment l'humidité de l'air, ce qui le rend d'un très-grand usage pour dessécher les gaz et pour obtenir des froids artificiels. Sa dissolution aqueuse évaporée fournit de longs prismes à six pans, striés et terminés par des pyramides à surfaces très-aiguës = CaCl, 6 HO. Si on le fait bouillir pendant quelque temps avec de la chaux hydratée, on obtient de l'*oxychlorure* de calcium en longs cristaux prismatiques = Ca Cl, 3 CaO, 15 HO; ce corps existe souvent dans les résidus de la préparation de l'ammoniaque. Le chlorure = CaCl, 6 HO, perd 4 équivalents d'eau à 100°, et devient très-propre à dessécher les gaz; chauffé plus fortement, il abandonne toute son eau. Il est très-soluble dans l'alcool. Fourcroy l'a proposé comme fondant, et il a été depuis employé dans les engorgements et les tumeurs squirrheuses, mais il est rarement administré aujourd'hui; à haute dose, il est purgatif. On peut s'en servir pour conserver des préparations anatomiques. On le *prépare* en décomposant le carbonate de chaux par l'acide chlorhydrique, en faisant évaporer, et en faisant fondre le produit solide. Le résidu de l'opération qui fournit l'ammoniaque est en grande partie formé par ce chlorure; il n'est en effet mêlé que d'un peu de chaux, dont on le débarrasse aisément en traitant par l'eau froide, qui dissout rapidement tout le chlorure, et en le fondant ensuite dans un creuset.

Le calcium existe très-abondamment dans la nature, combiné avec le *fluor*, Ca Fl. Les minéralogistes le désignent sous le nom de *spath fluor*. Il est tantôt pur, incolore, cristallisé en cubes ou en octaèdres; tantôt, et le plus souvent, il est combiné avec le silex, de l'argile, etc.: alors il

est coloré en bleu, en violet, en jaune ou en rose; il existe en France, en Saxe et en Angleterre. Il est insoluble dans l'eau, insipide et inaltérable à l'air; il se dissout dans l'acide fluorhydrique. Si l'on jette sur des charbons rouges les cristaux cubiques fournis par la nature, ils décrépitent légèrement; chauffé dans une cuiller en fer, il devient lumineux longtemps avant la chaleur rouge, et il dégage une lumière tantôt violette, tantôt verte, suivant les échantillons; chauffé plus fortement, il fond et donne un verre transparent. On l'emploie dans la préparation des acides fluorhydrique, fluoborique et fluosilicique, etc. (Voyez, pour les autres propriétés de ce corps, les *caractères des fluorures*, pag. 291.)

Caractères distinctifs du calcium. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'air, qui le transforme en oxyde (chaux).

Préparation. On l'obtient en décomposant la chaux à l'aide de la pile; cette décomposition est favorisée par l'intervention du mercure, qui se combine avec le calcium aussitôt qu'il est mis en liberté, et le préserve ainsi de l'oxydation. On distille cet amalgame; le mercure se volatilise, et le calcium reste. On ne peut conserver ce métal qu'avec de grandes précautions et en le plaçant sous l'huile de naphte.

DU PROTOXYDE DE CALCIUM (CHAUX). Ca O.

La chaux est un des produits que l'on trouve le plus abondamment dans la nature, quoiqu'elle n'y existe jamais pure; le plus souvent, elle est combinée avec les acides carbonique, sulfurique, phosphorique et azotique.

La chaux pure est blanche (1), d'une saveur âcre, caustique, verdissant fortement le sirop de violettes, et rougissant la couleur du curcuma; son poids spécifique est de 2, 3. Si on élève fortement sa température au moyen du chalumeau à gaz de Brook, elle fond et donne des globules vitrifiés qui ont la couleur de la cire jaune; cette fusion est accompagnée d'une flamme de couleur pourpre, et n'aurait pas lieu au feu le plus violent de nos fourneaux. Soumise à l'action de la pile voltaïque, la chaux se décompose en oxygène et en calcium. Elle est sans action sur les gaz *oxygène* et *hydrogène*, sur le *bore* et sur le *carbone*.

Le *phosphore*, le *soufre*, l'*iode* et le *brome*, à une température élevée,

---

(1) La chaux obtenue de la pierre calcaire est d'un blanc grisâtre quand elle est privée d'eau, et blanche lorsqu'elle est combinée avec ce liquide; elle renferme de l'alumine, de l'acide silicique, de l'oxyde de fer, et parfois un peu de magnésie et d'oxyde de manganèse.

donnent avec la chaux un phosphure, un sulfure, un iodure et un bromure de calcium, en déplaçant l'oxygène de l'oxyde, et en formant des acides phosphorique, sulfurique, iodique et bromique, qui s'unissent à une portion de chaux non décomposée. Ces composés possèdent les propriétés que j'ai indiquées à la p. 399.

Le *chlore,* en agissant sur la chaux vive et sèche à une température élevée, en dégage l'oxygène, et donne du chlorure de calcium (voy. p. 400); tandis que si la chaux contient de l'eau, il se formera du chlorure de chaux, comme je le dirai plus loin.

L'*azote* est sans action sur la chaux.

Exposée à l'*air,* la chaux vive commence par se combiner avec l'humidité, puis elle absorbe le gaz acide carbonique, et se transforme en un composé défini de carbonate et d'hydrate $= CaO, Co^{2}, CaO, HO$, mêlé en outre de beaucoup d'*hydrate.*

Si l'on verse sur de la chaux vive quelques gouttes d'*eau,* celle-ci est rapidement absorbée sans que la chaux paraisse mouillée; le mélange s'échauffe; il s'exhale de la vapeur; la chaux se fendille, acquiert un plus grand volume, blanchit et se réduit en poudre : on dit alors que la chaux *foisonne,* qu'elle est *délitée* ou éteinte; elle est à l'état d'*hydrate,* CaO, HO. Dans cette expérience, la température s'élève jusqu'à 300°; c'est à l'aide de cette chaleur qu'une portion d'eau se réduit en vapeur au centre même du morceau de chaux, et c'est à l'effort que fait cette vapeur pour se dégager qu'il faut attribuer la division de cet oxyde. Cette vapeur d'eau peut être employée avec avantage pour faire prendre des bains de vapeurs dans des lieux où l'on est dépourvu des appareils nécessaires; il suffit de placer la personne dans une baignoire ou un cuvier, d'en couvrir l'ouverture en laissant sortir la tête de l'individu, et alors d'éteindre devant lui un morceau de chaux vive placé dans une terrine. La température dégagée est plus que suffisante pour déterminer la fusion du soufre qui recouvre l'extrémité des allumettes soufrées; aussi quelques-unes de ces allumettes, plongées dans le sein d'un morceau de chaux divisé par l'eau, s'enflamment-elles aussitôt qu'on les met en contact avec l'air, pourvu que le morceau sur lequel on opère soit assez gros.

L'un des meilleurs moyens d'hydrater complétement et de bien diviser la chaux consiste à verser sur de la chaux vive de l'eau distillée bouillante; en quelques instants, l'extinction est opérée, même quand on agit sur une grande quantité.

Lorsque la chaux a été réduite en poudre par ce moyen, on peut la faire dissoudre dans l'eau. D'après Dalton, une partie d'eau à 15°, 6 cen-

tigrades dissout $\frac{1}{770}$ de son poids de chaux *anhydre* et $\frac{1}{584}$ d'hydrate de chaux, tandis qu'à 100° elle ne dissout qu'un $\frac{1}{1270}$ de chaux *anhydre* et $\frac{1}{952}$ d'hydrate; ajoutons à cela que l'eau à 0° dissout deux fois plus de chaux qu'à 100° : la dissolution porte le nom d'*eau de chaux*. S'il y a beaucoup plus de chaux, on obtient une pâte laiteuse, à laquelle on donne le nom de *lait de chaux*. On distingue dans les pharmacies l'eau de chaux *première, seconde*, etc.; ordinairement celle-ci est moins caustique que l'autre, parce qu'elle ne contient pas de potasse, tandis que la première en renferme 7 pour 100, suivant Descroizilles (1); mais il est évident que, si la chaux est pure et dissoute en assez grande quantité pour saturer l'eau, ces liqueurs ne doivent pas différer entre elles. L'eau de chaux enfermée sous le vide, et placée à côté d'un vase contenant de l'acide sulfurique concentrée, donne de petits cristaux transparents qui sont des hexaèdres réguliers coupés perpendiculairement à leur axe, CaO,HO. On ne pourrait obtenir que très-difficilement l'hydrate de chaux cristallisé en faisant évaporer la dissolution à l'air, parce que l'eau de chaux en attirerait l'acide carbonique et se transformerait en carbonate (crème de chaux) insoluble. On peut aussi faire cristalliser parfaitement la chaux hydratée en décomposant un sel calcaire au moyen de la pile électrique (Riffaut et Chompré).

Caractères distinctifs. 1° L'acide carbonique précipite l'eau de chaux en blanc, le carbonate déposé se dissout dans un excès d'acide carbonique; 2° l'acide sulfurique concentré ne trouble pas l'eau de chaux, phénomène qui tient à ce que le sulfate de chaux formé est plus soluble que la chaux, et par conséquent trouve assez d'eau pour être tenu en dissolution; 3° la chaux forme avec l'acide chlorhydrique un chlorure très-déliquescent; 4° la chaux est précipitée de toutes ses combinaisons par l'acide oxalique ou les oxalates solubles; le précipité est blanc, pulvérulent, et insoluble dans l'acide acétique concentré.

Tous les *acides* peuvent se combiner avec la chaux et donner naissance à des sels calcaires.

Le sucre se combine avec la chaux et la rend très-soluble dans l'eau.

Lorsqu'on fait chauffer dans un creuset parties égales de chaux et d'acide silicique, on obtient, si la température est assez élevée, un silicate blanc fondu, demi-transparent sur les bords, tenant le milieu entre la

---

(1) Les $\frac{7}{100}$ de potasse proviennent du bois qui a servi à la préparation de la chaux; en sorte que, si, comme cela se pratique le plus ordinairement aujourd'hui, on emploie du charbon de terre, au lieu de bois, la chaux ne doit pas contenir de potasse.

porcelaine et l'émail, et faisant feu avec le briquet, quoique faiblement (Kirwan). Si on ajoute de la magnésie, on obtient un verre d'un beau jaune. Lorsqu'on verse de l'eau de chaux dans une dissolution de *silicate de potasse* (liqueur de cailloux), il se forme un précipité composé de silicate de chaux (stuc); la possibilité de combiner l'acide silicique avec de la chaux est d'ailleurs parfaitement prouvée par les expériences de Vicat. On peut également fondre complétement, à une température élevée, un mélange de 33, de 25 ou de 20 parties de chaux, et de 67,75 ou 80 parties d'argile (Hermann).

La chaux est formée de 71,43 de calcium et de 28,57 d'oxygène.

Usages. On emploie la chaux pour préparer la potasse, la soude et l'ammoniaque, pour chauler le blé, pour boucher les fissures qui se forment quelquefois dans les bassins pleins d'eau, et pour conserver les œufs frais. Unie au sable et à l'eau, elle constitue le mortier dont on fait usage comme ciment dans la bâtisse, qui a la propriété de durcir en se séchant, et par conséquent d'adhérer fortement aux surfaces des pierres auxquelles il sert seul de liaison. Elle est également employée dans la saponification des corps gras avec lesquels on forme des bougies *stéariques*, dans la *défécation* des sucs qui doivent fournir le sucre, et dans la purification du gaz de l'éclairage. On s'en sert aussi comme *amendement* dans l'agriculture, lorsqu'il s'agit de corriger les mauvais effets d'une terre trop argileuse. Son action sur l'économie animale mérite de fixer l'attention; avalée en poudre à la dose de 4 à 8 grammes, elle détermine l'empoisonnement à la manière des substances âcres et corrosives; les animaux ne tardent pas à succomber, et l'on trouve après la mort une vive inflammation des tissus du canal digestif. On employait autrefois la chaux à l'état solide pour cautériser; mais on l'a abandonnée depuis que l'on fait un si grand usage de la pierre à cautère, de la pierre infernale, etc. L'*eau de chaux* a été souvent administrée avec succès, suivant Whytt, pour combattre la formation de la gravelle. Andry l'a vue réussir dans certaines tympanites; on en a retiré des avantages dans la diarrhée, le hoquet, les éructations, et dans tous les cas où il se développe un acide dans l'estomac; elle a été également employée dans le diabète et dans les affections vermineuses. On en donne 200, 250, 300 grammes par jour avec autant de lait ou d'une décoction mucilagineuse. Injectée dans l'anus, dans le vagin ou dans l'urèthre, elle a été quelquefois utile pour arrêter les anciennes dysenteries muqueuses, certaines diarrhées, les gonorrhées passives virulentes, les flueurs blanches, les suppurations de vessie, etc. On l'a employée extérieurement pour laver les ulcères sordides dont les bords

sont mous et infiltrés, et pour résoudre les engorgements des articulations. Giuli dit avoir obtenu le plus grand succès des bains d'eau de chaux dans les rhumatismes aigus et dans la goutte; la température de ces bains doit être plus élevée que celle des bains tièdes. On se sert avec avantage d'un mélange d'eau de chaux et d'acétate de plomb (sel de Saturne) contre les brûlures. Enfin l'eau de chaux paraît avoir réussi dans la teigne, dans la gale, et dans quelques autres maladies de la peau. Elle entre dans la composition de l'eau phagédénique.

Préparation. On fait chauffer dans un creuset de *platine* du marbre blanc (carbonate de chaux); au bout d'une heure ou deux, si la chaleur a été assez forte, on obtient de la *chaux* pure, car tout le gaz acide carbonique s'est dégagé. Une petite quantité d'eau favorise cette décomposition, non pas en raison de la tendance qu'elle a à se combiner avec la chaux, mais bien parce qu'une fois réduite en vapeur, elle déplace l'acide carbonique et l'empêche de faire pression sur celui qui reste engagé avec la chaux (Gay-Lussac, *Ann. de chim.,* octobre 1836). Pour se procurer la chaux en grand, on chauffe la pierre à chaux (carbonate) dans des fours ayant la forme d'un cône renversé, en employant de préférence le charbon de terre: les phénomènes chimiques sont absolument les mêmes. Si le carbonate de chaux (pierre calcaire) contient, comme cela a souvent lieu, des proportions assez considérables de magnésie, d'oxyde de fer, d'argile, d'acide silicique, etc., la chaux que l'on obtient est *maigre,* ne s'échauffe que très-peu avec l'eau, et ne *foisonne* pas; dans ces, cas il ne faut pas trop chauffer la pierre, car il se formerait une espèce de fritte, et la chaux ne serait plus propre aux constructions; il faut cependant la calciner assez pour lui faire perdre tout l'acide carbonique qu'elle renferme. On dit que la chaux est *grasse* quand la pierre calcaire qui l'a fournie ne renferme qu'une petite proportion de ces matières étrangères.

DU BIOXYDE DE CALCIUM. CaO^2.

M. Thénard a prouvé, en 1818, que la chaux (protoxyde de calcium) est susceptible de se suroxyder et de former un hydrate de bioxyde, qui est en paillettes très-fines. On obtient ce nouvel oxyde en versant de l'eau de chaux dans l'eau oxygénée contenant de l'acide chlorhydrique ou azotique; l'eau oxygénée cède de l'oxygène à la chaux, et l'hydrate de bioxyde se précipite.

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE DE CALCIUM.

Les dissolutions calcaires ont une saveur amère et salée; elles sont toutes précipitées par la potasse ou la soude, par les carbonates de potasse, de soude ou d'ammoniaque; l'*ammoniaque ne les tronble pas;* le précipité obtenu en vertu de la loi dont j'ai parlé à la page 311 est du carbonate de chaux blanc, qui, étant desséché et calciné, donne la chaux vive. L'acide oxalique décompose toutes les dissolutions des sels calcaires et se précipite avec la chaux; le précipité, peu soluble dans un excès d'acide oxalique, très-soluble dans l'acide azotique, se décompose par la calcination et laisse de la chaux vive; l'oxalate d'ammoniaque opère encore mieux cette décomposition. Les dissolutions aqueuses des sels de chaux ne précipitent pas par l'acide sulfurique quand elles sont *étendues,* tandis que le contraire a lieu si elles sont *concentrées.*

Carbonate, CaO, CO^2.— Ce sel se trouve très-abondamment dans la nature : il constitue la craie, la pierre à chaux, les marbres, les stalactites, les albâtres, l'arragonite, le spath d'Islande, et une foule de variétés de cristaux qui ornent les cabinets de minéralogie; il fait partie de tous les terrains cultivés, des enveloppes des mollusques, des crustacés, des radiaires, et des nombreux polypiers; enfin il entre dans la composition de quelques eaux de source, où il est tenu en dissolution par un excès d'acide carbonique. Il est insoluble dans l'eau, par conséquent insipide; il est soluble dans un excès d'acide carbonique : c'est à cette solubilité et à sa précipitation spontanée, au contact de l'air, qu'est due la formation des stalactites et de ces sortes de pétrifications que l'on produit en exposant des objets quelconques dans les eaux qui sont chargées de carbonate de chaux. Il est inaltérable à l'air et décomposable, par la simple action de la chaleur, en gaz acide carbonique et en chaux, à moins qu'il ne soit chauffé sous une forte pression (Hall, voy. p. 7) ; il partage avec les autres carbonates les propriétés déjà exposées à la page 326. On s'en sert pour préparer la chaux vive, pour bâtir, etc.; tout le monde connaît les nombreux usages du marbre. Le carbonate de chaux doit être regardé comme absorbant; les yeux d'écrevisses, les écailles d'huîtres, les coquilles d'œufs, les coraux, etc., tant vantés par les anciens médecins, et que l'on emploie encore aujourd'hui pour absorber les acides qui se développent dans l'estomac, ne doivent leurs propriétés qu'au carbonate de chaux qui entre dans leur composition; on peut faire usage de ces substances dans les cas où la magnésie est indiquée (voy. *Magnésie*).

Préparation (voy. p. 317, 3e procédé).

Carbonate de chaux hydraté, $Ca, Co^2, 5HO$. — En exposant à l'air de l'eau sucrée tenant de la chaux en dissolution (voy. *Sucre*), on peut obtenir du carbonate de chaux hydraté, blanc, cristallisé en rhomboèdres très-aigus, insipides, insolubles, d'une densité de 1,783 à $+ 10°$. Il abandonne son eau de cristallisation et devient pâteux à la température de 30° à 40°; si on le chauffe à 100°, il perd toute son eau.

Phosphates de chaux.— Il existe plusieurs phosphates de chaux. *Phosphate basique* $= 3\,CaO, PhO^5, 2\,HO$. On le trouve dans la nature, principalement à Logrosan, en Estramadure, où il sert comme pierre à bâtir; il est combiné soit avec le chlorure, soit avec le fluorure de calcium, et constitue alors l'*apathite* de Werner. Il est blanc et insoluble dans l'eau. On l'obtient en versant du chlorure de calcium dans du phosphate de soude à 3 équivalents de base $= 3\,NaO, PhO^5, 24\,HO$.

Phosphate de chaux neutre $= 2\,CaO, HO, PhO^5, 3\,HO$. — Il existe dans plusieurs eaux minérales. Il est blanc, cristallin, et insoluble dans l'eau. On l'obtient en versant du chlorure de calcium dans une dissolution de phosphate de soude ordinaire $= 2\,NaO, HO, PhO^5, 24\,HO$.

Phosphate des os, $8CaO, 3Ph\,O^5$ (1). — Ce sel existe dans les os de tous les animaux et dans toutes les matières végétales et animales; il fait quelquefois partie des calculs vésicaux. Le phosphate des os pur peut être fondu en un verre transparent, tandis que s'il contient un excès de chaux, il ne donne, après la fusion, qu'une masse opaque; chauffé avec du potassium dans un tube de verre, il se décompose et fournit du phosphure de calcium, dont les caractères sont très-saillants (voy. p. 399), et qui, mis dans l'eau acidulée, dégage du phosphure d'hydrogène gazeux; cette propriété permet de reconnaître un demi-milligramme de phosphate de chaux. Il est insoluble dans l'eau, et par conséquent insipide. Traité à froid par l'acide sulfurique concentré, il cède à cet acide la chaux qu'il renferme, et se transforme en acide phosphorique; si l'on n'emploie pas assez d'acide sulfurique, il se produit du biphosphate de chaux soluble que l'on peut séparer du sulfate de chaux au moyen de l'eau. Le phosphate des os sert à la préparation du phosphate acide dont on fait usage pour extraire le phosphore. On n'emploie jamais ce sel, en médecine, à l'état de pureté; on administrait autrefois, dans l'angine, l'*album græcum* ou l'excrément des chiens auxquels on avait fait ronger des os, et qui est principalement composé de phosphate de chaux; ce sel

---

(1) D'après M. Raewsky, ce sel serait formé de $3\,CaO, PhO^5$.

fait partie de la poudre de James ; il constitue presque à lui seul la *corne de cerf* calcinée au blanc, avec laquelle on prépare le plus souvent la décoction blanche de Sydenham, employée avec tant de succès comme adoucissant dans les anciens dévoiements, les ténesmes, les épreintes de la dysenterie, la phthisie, etc.

Préparation. On l'obtient en saturant l'excès d'acide du *biphosphate* par l'ammoniaque.

Biphosphate de chaux, $CaO,2HO,PhO^5$.—Il est constamment le produit de l'art ; il est déliquescent, et par conséquent très-soluble dans l'eau ; il cristallise en paillettes nacrées. Exposé à l'action du calorique, il se dessèche, se boursoufle, et donne un verre insipide, CaO,PhO^5, insoluble, sans action sur l'*infusum* de tournesol, s'il a été préparé dans un creuset de terre, parce que le creuset a cédé une certaine quantité d'acide silicique ; tandis qu'il a une saveur acide, qu'il rougit le tournesol, et qu'il est un peu soluble dans l'eau, s'il a été obtenu dans un creuset de platine. Le charbon le décompose à une température élevée, s'empare de l'oxygène de l'acide, et le phosphore est mis à nu. L'ammoniaque, la potasse, la soude et leurs carbonates, versés dans une dissolution de ce sel, en saturent l'excès d'acide, et le phosphate de chaux se précipite. L'eau de chaux le transforme entièrement en phosphate insoluble. On fait usage de ce sel pour extraire le phosphore.

Préparation. On chauffe les os de bœuf, de mouton, etc., jusqu'à ce que toute la matière animale qu'ils renferment soit décomposée ; on obtient des cendres qui sont principalement formées de phosphate de chaux et de carbonate de chaux ; on les passe au tamis, et on les réduit en une bouillie liquide au moyen de l'eau ; on mêle peu à peu cette bouillie avec un tiers de son poids d'acide sulfurique concentré, et on agite : l'acide enlève au phosphate une partie de la chaux, et décompose tout le carbonate, en sorte qu'il y a dégagement de gaz acide carbonique et formation de sulfate et de biphosphate de chaux ; le mélange de ces deux sels est très-consistant, presque solide, et sa température assez élevée à raison de l'action de l'acide sulfurique sur l'eau et sur la chaux ; on l'abandonne à l'air pendant quelques jours ; il en attire l'humidité, et la décomposition devient plus complète ; alors on y verse de l'eau bouillante, qui dissout le biphosphate de chaux et un peu de sulfate de chaux ; on décante après avoir laissé reposer, et on traite de nouveau le résidu par de l'eau bouillante, opération que l'on recommence deux ou trois fois. On filtre les liqueurs à travers une toile serrée, et on les fait évaporer, jusqu'en consistance sirupeuse, dans une chaudière de plomb ; par ce moyen, on en sépare presque tout le sulfate de chaux,

qui est très-peu soluble ; on décante le liquide sirupeux ; on lave le sulfate de chaux, afin de dissoudre tout le biphosphate ; on réunit les eaux de lavage et on les fait évaporer : la masse obtenue est le biphosphate de chaux, qui peut être vitrifié par la chaleur. Si ce phosphate doit servir à la préparation du phosphore, on emploie pour le préparer 5 parties de cendres d'os et 2 parties d'acide sulfurique concentré ; il importe de ne pas ajouter une plus grande quantité d'acide sulfurique si l'on veut obtenir le phosphore de l'acide phosphorique : en effet, il résulte des expériences de M. Javal que l'acide phosphorique est plus volatil qu'on ne le croyait généralement, et que si on ne le fixe pas à l'aide d'une certaine quantité de chaux ou de tout autre alcali, il se volatilise en partie et échappe à la décomposition ; or, dans le cas dont il s'agit, le moyen le plus sûr de le fixer consiste à ne lui enlever, par l'acide sulfurique, que la portion de chaux strictement nécessaire pour que l'expérience ait un plein succès.

Phosphate de chaux composé de phosphate neutre et de biphosphate.— Il est blanc, à réaction acide, décomposable par l'eau en phosphate neutre et en biphosphate. On l'obtient en dissolvant le phosphate neutre dans l'acide phosphorique, et en précipitant le sel par l'alcool.

Sulfate (*plâtre, gypse, sélénite*, etc.) : CaO, SO^3 quand il est *anhydre ;* $CaO,SO^3, 2HO$, s'il est *hydraté.*— Ce sel existe très-abondamment dans la nature à l'état anhydre ou à l'état d'hydrate ; tantôt il est cristallisé, tantôt amorphe ; on le trouve assez souvent en dissolution dans les eaux de puits. Lorsqu'il a été obtenu dans les laboratoires à l'état d'*hydrate,* il cristallise en octaèdres, en prismes hexaèdres avec sommets tétraèdres, en lentilles, ou sous forme d'aiguilles blanches, satinées, peu consistantes ; il est presque insipide, soluble dans 332 $^3/_{10}$ d'eau froide ou bouillante (Lassaigne), plus soluble dans l'eau chargée d'acide sulfurique, verdissant lentement le sirop de violettes. Soumis à l'action du calorique, les cristaux de sulfate de chaux décrépitent et deviennent opaques ; ils perdent leur eau de cristallisation à 130°, mais ils peuvent facilement la reprendre en augmentant de volume, et en donnant ainsi naissance à une masse compacte, volumineuse, qui constitue le plâtre dont on se sert pour enduire les murailles. Chauffé dans un creuset, le sulfate de chaux fond et donne un émail blanc. Le *charbon* le transforme en sulfure de calcium (voy. p. 322). Exposé à l'air, il en attire l'humidité, s'il a été préalablement desséché ; mais il ne tombe pas en *déliquium.*

Usages. Il sert pour faire le plâtre. Lorsque celui-ci est destiné aux objets de sculpture, il suffit de calciner le sulfate de chaux pur pour le

priver de l'eau qu'il renferme, et de le tamiser; si l'on veut s'en servir pour les objets de construction, on a conseillé, après l'avoir calciné, de le mêler avec un dixième de son poids environ de chaux, si toutefois le sulfate dont il s'agit ne contient pas de carbonate de chaux: par ce moyen, le plâtre absorbe, dit-on, plus d'eau en se solidifiant, acquiert plus de dureté et de ténacité. Gay-Lussac réfute cette assertion, et pense qu'il faut chercher la différence des divers degrés de consistance que prennent avec l'eau les plâtres cuits, dans la dureté qu'ils présentent à l'état cru, dureté qu'on ne peut expliquer, et qu'on doit prendre comme un fait; ce qu'il y a de certain, c'est que l'addition de la chaux aux plâtres peu consistants ne les améliore pas sensiblement; d'ailleurs le plâtre cuit ne renferme pas ordinairement de chaux libre, lors même qu'il contenait du carbonate de chaux avant la calcination. Les expériences de M. Payen établissent que la cuisson la plus utile du plâtre a lieu à 80° environ, et que si on le chauffe même au-dessous de la température à laquelle il devient rouge, il peut perdre totalement la qualité essentielle de se solidifier avec l'eau. Le sulfate de chaux sert encore pour faire le *stuc*, composition qui imite parfaitement le marbre, et que l'on prépare en gâchant le plâtre avec une dissolution de gélatine (colle forte), et en ajoutant au mélange encore en bouillie des substances colorées: on l'applique lorsqu'elle est sèche, et on la polit après l'avoir appliquée sur les objets que l'on veut en recouvrir. On est parvenu, il y a quelques années, à donner au plâtre la dureté du marbre, en le faisant bouillir dans une dissolution d'alun ou de sulfate de zinc, lorsqu'il a été préalablement desséché, et en le faisant cuire une seconde fois avant de l'employer, comme s'il n'avait subi aucune modification. Il suffit, d'après M. Herpin, de 12 kil. de plâtre cuit et pulvérisé, mélangés à 2 kil. ½ de poussier de charbon, pour solidifier et désinfecter immédiatement les déjections stercorales produites par un individu pendant une année entière; le résultat de cette action constitue un engrais très-actif et durable, sans odeur ni apparence désagréable (*Journ. de pharmacie*, déc. 1849). Le sulfate de chaux dissous dans l'eau est laxatif: on sait que les eaux de puits ou de source chargées de sélénite sont crues, pesantes, et occasionnent quelquefois le dévoiement.

Préparation (voy. p. 317, 1er ou 2e procédé).

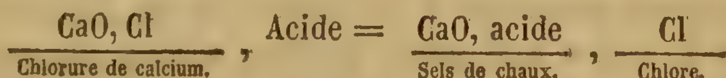
Ooxalate de chaux, $CaO, C^2 O^3, 2 HO$. — Existe dans plusieurs lichens et dans les calculs muraux. Il est blanc, insoluble dans l'eau; décomposé par la chaleur, il laisse de la chaux vive. Il est à peine soluble dans l'acide acétique, et très-soluble dans les acides azotique et chlorhydrique.

Chlorure de chaux ou d'oxyde de calcium.—J'ai déjà dit que si l'on fait passer du *chlore* gazeux parfaitement sec à travers du protoxyde de calcium dont la température a été élevée dans un tube de porcelaine, on obtient du gaz oxygène et du chlorure de calcium. En faisant arriver du chlore gazeux sur de la chaux éteinte, en poudre fine et humectée, il se forme un produit généralement connu sous le nom de *chlorure de chaux*, et qui est regardé par quelques chimistes comme un mélange d'hypochlorite de chaux, CaO,ClO, de chlorure de calcium, $CaCl$, et de chaux hydratée.

Ce produit est pulvérulent et blanc; il répand une légère odeur chlorée et se dissout dans l'eau; sa dissolution décolore l'indigo, précipite du chlorure d'argent par l'azotate de ce métal, et de l'oxalate de chaux par l'oxalate d'ammoniaque.

Elle absorbe l'acide carbonique de l'air, laisse dégager du chlore, et finit par se décomposer; si elle marque 100 degrés au chloromètre et qu'on enlève la croûte de carbonate de chaux, il s'en forme une autre, et ainsi de suite : au lieu de cela, si on n'enlève pas la croûte de carbonate de chaux, la chaux est décomposée en oxygène qui se dégage, et en calcium qui s'unit au chlore; en sorte que le chlorure de chaux se trouve transformé en chlorure de calcium. Si, au lieu de 100 degrés, le chlorure n'en marque que 66, il donne naissance, dans cette dernière circonstance, à du chlorure de calcium mêlé d'un dix-huitième de chlorate de chaux. — L'action de l'air sur le chlorure de chaux *sec* est la même, parce qu'il en attire l'humidité : aussi finit-il par tomber en *déliquium*, parce qu'il se change en chlorure de calcium (Morin, de Genève).

Les acides affaiblis, s'ils sont employés en quantité suffisante, en dégagent le chlore, et il se forme un sel de chaux.


$$\underbrace{CaO, Cl}_{\text{Chlorure de calcium.}}, \text{ Acide} = \underbrace{CaO, \text{acide}}_{\text{Sels de chaux.}}, \underbrace{Cl}_{\text{Chlore.}}$$

Dans l'hypothèse où ce corps serait formé d'hypochlorite de chaux et de chlorure de calcium, l'eau de l'acide transformerait le chlorure de calcium en acide chlorhydrique et en oxyde de calcium, en même temps que l'acide employé décomposerait l'hypochlorite de chaux et en séparerait l'acide hypochloreux : il se dégagerait d'abord de l'acide hypochloreux; mais cet acide réagirait aussitôt sur l'acide chlorhydrique, et il se formerait de l'eau et du chlore.


$$ClO, HCl = 2\,Cl, HO$$

Comme, selon son degré de concentration, la dissolution de chlorure de chaux possède un pouvoir décolorant et désinfectant qui varie, on a indiqué les deux procédés suivants pour doser son titre. 1° Ce moyen est fondé sur la propriété que possède une quantité déterminée de chlore, à quelque état qu'il se trouve, de décolorer une quantité de dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, qui lui correspond exactement. La dissolution qui sert pour ces essais contient 1 partie d'indigo dissous dans 9 parties d'acide sulfurique à 66 degrés; elle est ensuite étendue d'une quantité d'eau convenable pour qu'un volume de chlore en décolore dix fois ce même volume. On se sert, pour effectuer cette analyse, d'une petite burette graduée, appelée *chloromètre*, de telle façon qu'en prenant une quantité déterminée de dissolution d'indigo, on voit par le nombre de centimètres cubes qu'indique la burette quel pouvoir décolorant possède une liqueur qui contient du chlorure de chaux.

Ce premier moyen présente un inconvénient grave; la dissolution d'indigo s'altère promptement, et on est exposé à commettre des erreurs lorsqu'on opère avec une dissolution un peu ancienne. Le procédé suivant doit être préféré.

2° On verse peu à peu un volume déterminé de dissolution de chlorure de chaux dans un volume donné d'une dissolution d'acide arsénieux dans l'acide chlorhydrique privé d'acide sulfureux. On colore cette dissolution en bleu par deux ou trois gouttes de sulfate d'indigo; le chlore du chlorure transformera rapidement l'acide arsénieux en acide arsénique, et n'agira sur l'indigo que lorsque l'acide arsénieux sera complétement transformé : aussi arrivera-t-il un moment où, la liqueur étant encore bleue, il n'y aura pourtant plus d'acide arsénieux; alors, par l'addition d'une seule goutte de dissolution de chlorure, la liqueur se décolorera et ressemblera à de l'eau; on arrêtera l'opération dès que l'on aura obtenu ce résultat. Il est évident que des chlorures de chaux contenant 1, 2, 3, 4, 5, 6 parties de chlore devront être employés en quantités différentes pour parvenir à décolorer une dissolution d'acide arsénieux dont la force *sera toujours la même* : c'est précisément d'après les proportions de dissolution de chlorure que l'on aura été obligé d'employer que l'on jugera la force de ce chlorure.

M. Balland, de Tours, et après lui M. Marozeau, ont proposé de faire usage de protochlorure de mercure, et de voir combien il faudrait de chlorure de chaux pour faire passer ce protochlorure à l'état de bichlorure. M. Lassaigne a eu recours à l'iodure de potassium pour apprécier les proportions de chlore contenues dans ces chlorures.

Procédé de Gay Lussac par l'acide arsénieux. On prépare une *disso-*

lution arsénieuse normale en dissolvant 4 gr., 440 d'acide arsénieux dans 3 décilitres d'acide chlorhydrique étendu de son volume d'eau ; on ajoute de l'eau jusqu'à ce qu'il y ait un litre de dissolution. L'expérience prouve que cette quantité de liqueur arsenicale normale exige juste un litre de chlore gazeux supposé sec (3 grammes 170 milligrammes) pour être complétement transformée en acide arsénique; en sorte que si un litre de dissolution normale est détruit par deux litres d'eau chlorée ou de chlorure de chaux dissous, c'est que dans ces deux litres il y a 3 gr., 170 de chlore. S'il ne faut qu'un demi-litre d'eau chlorée ou de chlorure de chaux dissous pour obtenir le même résultat, c'est que ces deux liqueurs chlorées renferment aussi chacune 3 gr., 170 de chlore.

On commence par préparer un litre de la dissolution aqueuse de chlorure de chaux dont on veut déterminer le titre. Ce litre a été obtenu avec 10 grammes de ce chlorure solide et de l'eau ; il est évident que si ce chlorure contenait quelques matières insolubles, l'eau ne les aurait point dissoutes. Qu'importe ? Le litre d'eau renfermerait toute la proportion de matière décolorante contenue dans les 10 grammes de chlorure. A l'aide d'une pipette graduée, on fait tomber dans un vase de 3 à 4 décilitres, en verre blanc et à fond plat, 10 centimètres cubes de la dissolution normale arsénieuse, colorée en bleu par deux ou trois gouttes de sulfate d'indigo. On remplit exactement, avec la dissolution du chlorure de chaux dont j'ai parlé, une burette graduée, dont chaque division représente un dixième de centimètre cube; on verse cette dissolution goutte à goutte dans la liqueur arsénieuse colorée ; on cesse d'en ajouter dès que l'on s'aperçoit que la coloration bleue disparaît. On lit alors, sur la burette, le nombre de divisions qu'il a fallu employer pour arriver à cette décoloration, et l'on calcule ainsi : admettons que l'on ait employé 108 divisions de dissolution de chlorure de chaux pour décomposer 10 centimètres cubes de dissolution arsénieuse, il faudrait, puisque ces 108 divisions représentent 10 centimètres cubes 8 dixièmes, qu'il y eût dans le chlorure 10 centimètres cubes de chlore. Si l'on veut savoir combien il y a de chlore dans le litre de chlorure, il ne s'agira que d'établir la proportion suivante :

10,8 : 10 : : 1000 (un litre) : x, x = 926 cent. cubes.

Le chlorure analysé marque donc 92,6 degrés chlorométriques. Un kilogramme de ce chlorure contient 100 fois autant de chlore, c'est-à-dire 293 gr., 542; ce qui correspond à 9260 centilitres.

Si, au lieu d'opérer comme je l'ai dit, on versait la dissolution *normale* dans celle du chlorure, cette liqueur, qui contient beaucoup d'a-

cide chlorhydrique, éliminerait plus de chlore que n'en pourrait absorber l'acide arsénieux, et le chlore se dégagerait à l'état de liberté.

Le chlorure de chaux du commerce marque ordinairement 80 à 110 degrés chlorométriques; d'où il suit qu'il renferme par kilogramme 80 à 110 litres de chlore, facile à dégager par les acides.

Préparation. On obtient le chlorure de chaux solide, employé à la désinfection des matières animales, en faisant arriver du chlore gazeux sur de la chaux vive éteinte ou sur un lait de chaux; il faut employer un excès de chaux, autrement il se formerait du chlorate de chaux. On aura atteint le point de saturation convenable, lorsqu'une partie de ce chlorure, dissous dans 130 parties d'eau, décolorera 4 parties $\frac{1}{2}$ de sulfate d'indigo.

Si l'on voulait avoir du chlorure de chaux liquide, on mettrait dans 40 litres d'eau 1 kilogramme $\frac{1}{2}$ de chaux *vive* délitée, et on ferait arriver le chlore gazeux jusqu'à saturation; on devrait, avant d'employer ce chlorure, l'étendre d'eau. En général, il faut, dans la préparation de ce corps, agir à froid et éviter l'élévation de température, parce qu'alors il se décompose et se transforme en chlorure de calcium et en chlorate de chaux (*Ann. de phys. et de chim.,* février 1828).

Ce sel est employé avec le plus grand succès pour désinfecter les fosses d'aisances et pour enlever l'odeur des matières putréfiées. Il agit sur l'économie animale comme stimulant. On ne l'emploie guère à l'intérieur que pour désinfecter l'haleine; à l'extérieur, on s'en sert avec beaucoup de succès dans le traitement de divers ulcères, de plaies fétides, et surtout du charbon, de la pourriture d'hôpital, des plaies gangréneuses et cancéreuses, du cancer du sein et de la matrice, de certaines dartres rongeantes, des ulcérations des gencives, de la langue, de la membrane pituitaire, etc. On l'a aussi employé avec succès contre la gale.

Azotate, $CaO, AzO^5, 4HO$. — Ce sel fait partie des plâtras et des divers matériaux salpêtrés dont on se sert pour obtenir l'azotate de potasse; il existe aussi en quantité notable dans les eaux des fontaines de Stockholm. Il est très-déliquescent et par conséquent très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Une partie d'eau suffit pour en dissoudre 4 ou 5 parties; cette dissolution cristallise très-difficilement: on peut cependant obtenir l'azotate de chaux cristallisé en prismes hexagones en le faisant dissoudre dans l'alcool; sa saveur est très-âcre. Le *phosphore de Baudouin,* qui a la propriété de luire dans l'obscurité, n'est autre chose que ce sel parfaitement desséché. Il ne sert qu'à la formation du salpêtre.

Préparation (voy. p. 317, 1er et 2e procédés).

DU BARYUM. Ba. **Équivalent** = 858

Le baryum ne se trouve dans la nature qu'à l'état de sel. Il n'a été obtenu jusqu'ici qu'à l'aide de la pile ou en décomposant à une chaleur rouge le protoxyde de baryum anhydre par la vapeur du potassium. Il est blanc, brillant comme l'argent, et malléable, plus dense que l'acide sulfurique concentré, fusible à la chaleur rouge. On ne peut pas le distiller; il s'oxyde rapidement à l'air, à la température ordinaire.

Le *soufre* peut se combiner avec le baryum en plusieurs proportions par des procédés analogues à ceux que l'on emploie pour former les sulfures de potassium; mais ces différents degrés de sulfuration n'ont pas encore été tous examinés. Le *monosulfure,* BaS,6HO, cristallisé est sous forme de lames blanches, soyeuses, d'une saveur âcre, sulfureuse, plus solubles dans l'eau bouillante que dans l'eau froide; ce *solutum* peut dissoudre du soufre et former des polysulfures; à l'air, il se transforme en hyposulfite (voy. *Sulfures*, p. 282). On l'obtient en décomposant le sulfate de baryte par $\frac{1}{6}$ de charbon et une certaine quantité de colle de farine à un feu violent.

Le *chlorure de baryum,* BaCl, est solide, incolore, d'une saveur âcre, piquante, inaltérable à l'air, fusible à la chaleur rouge, indécomposable par la chaleur, et sans action sur l'oxygène. Cent parties d'eau à 15° en dissolvent 43,5 p. et 77 p. à la température de 105,48; ainsi dissous, il peut cristalliser en prismes à quatre pans très-longs et peu épais, BaCl, 2HO, qui décrépitent sur les charbons ardents, presque insolubles dans l'alcool absolu. On l'emploie dans les laboratoires comme réactif.

Le chlorure de baryum est un des poisons les plus violents; appliqué sur le tissu cellulaire, à la dose de quelques centigrammes, il est rapidement absorbé, et détermine des convulsions qui ne tardent pas à être suivies de la mort; il exerce, indépendamment de cette action, une irritation locale capable de produire l'inflammation des parties avec lesquelles il a été en contact. Le meilleur antidote de ce sel et des autres préparations de baryte est sans contredit la dissolution d'un sulfate, tel que ceux de soude, de magnésie ou de potasse : en effet, ces sels ont la propriété de décomposer tous ces poisons et de les transformer en sulfate de baryte insoluble, qui est sans action sur l'économie animale. Le chlorure de baryum a été prôné par Crawfort comme un excellent remède contre les scrofules : je l'ai souvent employé et vu employer sans succès. Quoi qu'il en soit, on doit l'administrer à la dose de 1 à 5 centigrammes dans une tasse d'eau distillée. On l'a également préconisé

contre l'hydropisie et comme anthelminthique; on s'en est également servi comme excitant et escharotique faible, en lotions sur les ulcères scrofuleux.

Préparation. On traite le sulfure de baryum par l'acide chlorhydrique ; le chlorure reste en dissolution, l'excès de soufre se précipite, et il se dégage du gaz acide sulfhydrique. En grand, on calcine dans un four à réverbère du sulfate de baryte pulvérisé avec la moitié de son poids de chlorure de calcium ; il se forme du chlorure de baryum soluble et du sulfate de chaux peu soluble ; on traite par l'eau froide, et on décante rapidement.

L'*iodure de baryum,* BaI, est le produit de l'art ; il cristallise en prismes très-fins ou en aiguilles ; il ne fond pas à la chaleur rouge ; chauffé avec du gaz oxygène, il abandonne de l'iode ; quoique très-soluble dans l'eau, il n'est que faiblement déliquescent. Exposé à l'air, il se colore et passe à l'état d'iodure iodurè (voy. p. 288). Il est sans usages. On l'obtient en dissolvant la baryte dans l'acide iodhydrique et en chauffant le produit jusqu'au rouge. Il a été quelquefois employé à l'extérieur sous forme de pommade dans les engorgements scrofuleux.

Caractères distinctifs du baryum. 1° Ses propriétés physiques ; 2° son action sur l'eau à froid, qui le transforme en protoxyde (baryte).

Préparation. On obtient ce métal en décomposant un sel de baryte, comme il a été dit à la page 401.

DES OXYDES DE BARYUM.

On connaît deux oxydes de ce métal, le protoxyde et le bioxyde.

Protoxyde de baryum (*baryte, barote,* ou *terre pesante*), BaO. — La baryte n'existe pas dans la nature à l'état de pureté ; mais on la trouve combinée avec l'acide carbonique, et principalement avec l'acide sulfurique. Elle est solide, poreuse, d'une couleur grise, plus caustique que la strontiane ; elle verdit le sirop de violettes et rougit la couleur de curcuma ; son poids spécifique est de 4.

Soumise à l'action du chalumeau à gaz, la baryte fond en émail blanc grisâtre. On peut la décomposer au moyen de la *pile électrique.*

Le gaz *oxygène* est absorbé par le protoxyde de baryum soumis à une chaleur rouge, et il en résulte du bioxyde. L'*hydrogène,* le *bore* et le *carbone,* sont sans action sur la baryte. Le *phosphore* la décompose à une chaleur rouge, et donne du phosphate de baryte et un phosphure de baryum d'un rouge brun, qui jouit, comme ceux de calcium et de strontium, de la propriété de décomposer l'eau. Le *soufre* la décompose aussi

à une température élevée, et forme un trisulfure de baryum (voy. p. 285) et du sulfate, ou de l'hyposulfite de baryte, suivant la température. Si l'on fait passer l'*iode* sur de la baryte rouge de feu, on obtient un *sous-iodure de baryte*. Si, au lieu d'*iode*, on fait passer du *chlore* gazeux, le protoxyde de baryum est décomposé, et il en résulte du gaz oxygène et du *chlorure de baryum*. Le chlore peut se combiner avec la baryte hydratée, et former un chlorure de baryte (voy. p. 329).

Exposé à l'air à la température ordinaire, le protoxyde de baryum en attire d'abord l'humidité, puis l'acide carbonique, passe à l'état de carbonate de protoxyde, augmente de volume, acquiert une couleur blanche, et se réduit en poudre. Si on élève sa température, il absorbe à la fois l'oxygène et l'acide carbonique de l'air, passe en partie à l'état de bioxyde de baryum, et en partie à l'état de carbonate de protoxyde; mais si on continue à le chauffer, le bioxyde de baryum formé se décompose et devient protoxyde, qui s'unit encore avec l'acide carbonique de l'air, en sorte que le tout finit par se transformer en carbonate de protoxyde de baryum, difficilement décomposable par la plus haute chaleur.

La baryte se boursoufle, et donne lieu aux mêmes phénomènes que la chaux, lorsqu'on la met en contact avec une petite quantité d'*eau;* l'hydrate blanc qui en résulte a pour formule BaO, HO; il est indécomposable par la chaleur; il suffit de 20 parties d'eau à 15° et de 2 parties d'eau bouillante pour le dissoudre; il est évident que le *solutum* concentré de baryte, fait à chaud, doit déposer, par le refroidissement, une certaine quantité de ce protoxyde hydraté; il se sépare alors sous forme de prismes hexagones, terminés à chaque extrémité par une pyramide tétraèdre; quelquefois aussi on obtient des octaèdres. Ces cristaux, BaO, 10 HO, sont formés de 45,8 de baryte et de 54,2 d'eau; ils fondent dans leur eau de cristallisation à une température peu élevée; si on les chauffe davantage, ils perdent 9 équivalents d'eau, et passent à l'état de *monohydrate*.

Caractères distinctifs. 1° L'eau de baryte verdit le sirop de violettes; 2° l'acide carbonique la précipite en blanc; 3° une goutte d'acide sulfurique, versée dans une dissolution *très-étendue* de baryte, la trouble sur-le-champ, et ne tarde pas à y former un précipité blanc de sulfate de baryte insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique; 4° l'acide sulfurique monohydraté, versé sur la baryte solide et caustique, la rend incandescente.

Les *acides* se combinent tous avec elle, et donnent des sels dont je m'occuperai après avoir fait l'histoire du bioxyde.

Le protoxyde de baryum est formé de 89,57 de métal et de 10,43 d'oxygène.

Usages et action sur l'économie animale. La baryte n'est employée que dans les laboratoires de chimie comme réactif. Son action sur l'économie animale est très-meurtrière; elle est rapidement absorbée lorsqu'on l'applique sur le tissu cellulaire; elle agit sur le système nerveux, et ne tarde pas à déterminer la mort.

Préparation. On obtient la baryte en décomposant l'azotate de cette base, comme je le dirai pour la strontiane (voy. p. 423).

Bioxyde de baryum, BaO^2. — Il est constamment le produit de l'art; sa couleur est grise blanchâtre; il est caustique, et verdit le sirop de violettes; si on le chauffe fortement, il se décompose en oxygène et en protoxyde. Tous les corps *simples* non métalliques, avides d'oxygène, le décomposent à une température élevée, lui enlèvent une portion de son oxygène, et le transforment en protoxyde (baryte). Que l'on fasse chauffer, par exemple, ce bioxyde avec du gaz *hydrogène,* il y aura dégagement de chaleur et de lumière verdâtre, absorption du gaz, et formation d'un hydrate de protoxyde; d'où il suit que l'hydrogène s'est combiné avec une portion d'oxygène du bioxyde pour former de l'eau qui s'est unie au protoxyde résultant. Le chlore liquide le décompose à froid; il se dégage de l'oxygène, et l'on obtient de l'hypochlorite de baryte. L'*eau* froide le transforme en hydrate, BaO^2, 6 HO, peu soluble dans l'eau; à 100°, ce bioxyde hydraté est décomposé en oxygène qui se dégage et en protoxyde de baryum qui se dissout dans l'eau. Ces caractères suffisent pour distinguer ce corps de tous les autres; on s'en sert pour la préparation du bioxyde d'hydrogène.

On obtient le bioxyde de baryum en chauffant à 300° ou à 400°, dans une cloche courbe disposée sur la cuve à mercure, le protoxyde avec du gaz oxygène, ou en décomposant l'azotate de baryte par la chaleur, ou en projetant sur de la baryte rouge des petites quantités de chlorate de potasse; dans ce dernier cas, on sépare par l'eau le chlorure de potassium provenant de la décomposition du chlorate.

DES SELS DE BARYTE.

Les sels de baryte sont formés par un acide et par le protoxyde de baryum (baryte); le bioxyde ne peut se combiner avec les acides sans se transformer en protoxyde.

Les sels de baryte solubles dans l'eau précipitent en blanc par les carbonates de potasse, de soude ou d'ammoniaque : le carbonate de baryte

déposé, décomposable à une température excessivement élevée, se décompose facilement à une chaleur rouge, si on le fait chauffer avec du charbon, et donne de la baryte. L'acide sulfurique et les sulfates solubles y font également naître un précipité de sulfate de baryte blanc, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique. Aucun de ces sels ne colore en pourpre la flamme d'une bougie. Le chromate de potasse, même étendu de beaucoup d'eau, y fait naître un précipité de chromate jaune. L'acide hydrofluosilicique en précipite des cristaux blancs.

Carbonate, BaO, CO^2. — Ce sel se trouve en Angleterre, dans la haute Styrie, en Sibérie et dans le pays de Galles : il est tantôt sous forme de masses celluleuses ou rayonnées, tantôt translucide et d'un gris jaunâtre; il est fusible à la chaleur blanche, décomposable à cette température, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air; il est très-légèrement soluble dans l'eau saturée d'acide carbonique. On emploie celui qui est récemment préparé, dans les laboratoires, à l'analyse des minéraux et pour séparer plusieurs oxydes les uns des autres. Introduit dans l'estomac, il se transforme, à la faveur de l'acide acétique contenu dans les voies digestives, en acétate, ou du moins en un sel soluble, et agit comme la baryte.

Préparation (voy. p. 317, 3e procédé).

Il existe un *bicarbonate* de baryte, $BaO, 2\,CO^2$: on l'obtient en dissolvant le précédent dans un courant d'acide carbonique.

Le précipité qui se produit en versant du sesquicarbonate de potasse ou de soude dans un sel soluble de baryte est-il du *sesquicarbonate* de baryte ?

Sulfate, BaO, SO^3. — Il se trouve assez abondamment en France, dans les départements du Puy-de-Dôme et du Cantal, en Hongrie, et près de Bologne. Tantôt il est cristallisé, tantôt il est en masses compactes, tuberculeuses, ou sous forme de rognons. Il est insoluble dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air, indécomposable au feu, mais susceptible de fondre lorsqu'il est fortement chauffé. Le charbon le transforme en sulfure de baryum (voy. p. 322). Il se dissout dans l'acide sulfurique concentré, et le *solutum* est décomposé par l'eau, qui s'empare de l'acide et précipite le sulfate; on peut, en évaporant cette dissolution, en obtenir des cristaux. Il est formé de 65,71 de baryte et de 34,29 d'acide sulfurique. Mêlé avec de l'eau et de la farine, il peut former une pâte que l'on réduit en gâteaux minces, et qui a la propriété de luire dans l'obscurité lorsqu'on l'a chauffée jusqu'au rouge; on la désignait autrefois sous le nom de *phosphore de Bologne*; on ignore quelle est au juste la composition du produit de cette calcination, ainsi que la

cause de sa phosphorescence. On emploie le sulfate de baryte pour préparer la baryte, et comme fondant, dans les fonderies de cuivre de Birmingham. En Angleterre, on s'en sert comme mort aux rats. Je l'ai souvent fait prendre à des chiens, à la dose de 32 grammes, sans qu'ils aient éprouvé la moindre incommodité.

Préparation. On l'obtient par double décomposition, en versant un sulfate dissous dans une dissolution d'azotate ou de chlorure de baryum. On doit bien laver le précipité, car en se déposant le sulfate de baryte entraîne avec lui une certaine quantité de sels solubles, et notamment des azotates alcalins qui existent dans la dissolution ; il faut encore faire bouillir le précipité, déjà bien lavé, avec de l'eau acidulée par l'acide chlorhydrique.

Azotate, BaO, Az O^5. — On n'a jamais trouvé ce sel dans la nature. Il cristallise en octaèdres demi-transparents, qui ne contiennent pas d'eau ; sa saveur est âcre ; chauffé jusqu'au rouge dans un creuset, il décrépite, se décompose comme tous les azotates, et se transforme en gaz oxygène, en gaz acide azoteux et en baryte ou en bioxyde de baryum. Il est inaltérable à l'air ; il se dissout dans 8 parties d'eau froide et dans 3 d'eau bouillante ; il est beaucoup moins soluble dans une liqueur acide. On s'en sert pour préparer la baryte, et comme réactif.

Préparation. On décompose le sulfate de baryte par le charbon, comme dans la préparation de l'azotate de strontiane (voy. p. 423).

DU STRONTIUM. Sr. Équivalent = 548.

Le strontium ne se trouve dans la nature qu'à l'état de sulfate et de carbonate de strontiane. La difficulté qu'il y a à le séparer des produits qui le renferment fait que l'on n'a pas encore pu l'étudier avec soin. Il est blanc, brillant, solide, et plus pesant que l'acide sulfurique ; il conserve son éclat pendant plusieurs heures, cependant il finit par absorber l'oxygène de l'air et former un oxyde terreux, connu sous le nom de *strontiane ;* il brûle vivement s'il est chauffé avec le contact de l'air. Il existe deux oxydes de strontium.

On connaît au moins deux sulfures de strontium. Le *monosulfure,* SrS, est une sulfobase puissante ; on l'obtient en chauffant jusqu'au rouge blanc un mélange exactement fait de sulfate de strontiane et de charbon.

Le *chlorure de strontium anhydre,* Sr Cl, est solide, blanc, d'une saveur âcre ; il éprouve la fusion ignée, sans se décomposer ; il est déliquescent, et se dissout dans une fois et demie son poids d'eau à 15°, et dans $1/5$ de son poids d'eau bouillante ; il se dissout aussi dans 19 parties

d'alcool bouillant, ce qui établit une différence entre le strontium et le baryum : ce solutum brûle avec une flamme purpurine. On peut l'obtenir cristallisé en longues aiguilles, qui sont des prismes hexaèdres, $SrCl, 6\,HO$, fusibles dans leur eau de cristallisation. On le prépare en décomposant le carbonate de strontiane par l'acide chlorhydrique.

Caractères distinctifs du strontium. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'eau, à froid, qui le transforme en oxyde (strontiane).

Le strontium a été découvert par H. Davy.

Préparation. On l'obtient en décomposant un sel de strontiane par la pile, comme il a été dit à la page 401.

DU PROTOXYDE DE STRONTIUM (STRONTIANE). SrO.

La strontiane n'existe pas dans la nature à l'état de pureté; mais elle s'y trouve combinée avec les acides sulfurique, carbonique, ou avec le carbonate de chaux : dans ce dernier cas, elle constitue un très-grand nombre de variétés d'*arragonite*.

Privée d'eau, la strontiane est d'une couleur grisâtre; elle est blanche lorsqu'elle a absorbé ce liquide; sa saveur est plus caustique que celle de la chaux; elle verdit fortement le sirop de violettes, et rougit la couleur du curcuma; son poids spécifique est de 4.

Si on élève sa *température* au moyen du chalumeau à gaz de Brook, la strontiane produit une belle flamme ondoyante de couleur *pourpre;* le centre du morceau est en pleine fusion; le reste n'est qu'à demi fondu. Le fluide *électrique* la décompose, et agit sur elle comme sur la chaux. Elle n'absorbe pas l'oxygène, ce qui la distingue de la baryte. L'*hydrogène,* le *bore* et le *carbone,* ne lui font éprouver aucune altération. Elle se comporte avec le *phosphore,* l'*iode,* l'azote et l'*air* atmosphérique, comme la chaux et la baryte. Le *chlore* à froid, aussi bien qu'à une température élevée, agit sur elle comme sur la baryte. Le *soufre* la décompose à une chaleur rouge, et donne du sulfure de strontium et de l'hyposulfite de strontiane.

Mise en contact avec une petite quantité d'*eau,* elle se boursoufle comme la baryte, donne lieu aux mêmes phénomènes, mais avec un plus grand dégagement de calorique, et il en résulte un *hydrate* sec, SrO, HO, soluble dans 40 parties d'eau froide et dans 20 parties du même liquide bouillant : aussi une dissolution concentrée faite à chaud donne-t-elle, par le refroidissement, des cristaux de *surhydrate* de strontiane, $SrO, 10\,HO$, sous forme de lames minces, à bords terminés par deux facettes qui se joignent et forment un angle aigu ; quelquefois

l'on obtient des cubes. A 100°, cet hydrate perd 9 équivalents d'eau, mais il retient le dernier équivalent aux températures les plus élevées de nos fourneaux.

Caractères distinctifs. 1° L'eau de strontiane verdit le sirop de violettes; 2° elle est précipitée en blanc par l'acide carbonique; 3° une goutte d'acide sulfurique précipite du sulfate de strontiane blanc légèrement soluble dans l'eau : si la dissolution de strontiane est très-affaiblie, il n'y a point de précipité, parce que le sulfate qui en résulte trouve assez d'eau pour être dissous; 4° l'acide fluorhydrique silicé forme avec la strontiane un sel très-soluble dans un léger excès d'acide, tandis que cet acide précipite l'eau de baryte; 5° l'acide sulfurique monohydraté versé sur la strontiane solide ne la rend pas incandescente.

Tous les *acides* se combinent avec elle et donnent des sels parfaitement définis.

Préparation. On fait rougir dans un creuset de platine de l'azotate de strontiane pur (voy. p. 423); ce sel fond; son acide se décompose en oxygène et en acide azoteux, et il ne reste que la strontiane sous forme d'une masse poreuse; on la retire et on la conserve dans des flacons bouchés à l'émeri. Si l'on faisait l'opération dans un creuset de Hesse, ses parois seraient attaquées, et il faudrait le casser et faire bouillir les fragments avec de l'eau distillée, pour dissoudre au moins une partie de l'oxyde qui y adhérerait fortement.

DU BIOXYDE DE STRONTIUM. $Sr O^2$.

M. Thénard est parvenu à suroxyder la strontiane en suivant le procédé décrit p. 405. Ce bioxyde est blanc, brillant, satiné, décomposable par le feu en oxygène et en protoxyde; l'eau surtout, à l'aide de la chaleur, le transforme en oxygène et en hydrate de protoxyde. Il est sans usages.

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE DE STRONTIUM.

Les sels de strontiane, solubles dans l'eau, précipitent par les sulfates solubles, à moins qu'ils ne soient trop étendus d'eau, et par les carbonates de potasse, de soude ou d'ammoniaque; le précipité, qui est du carbonate de strontiane, est décomposé par le charbon à une chaleur rouge, et fournit de la strontiane facile à reconnaître (voy. p. 421). Ils donnent avec l'alcool méthylique une flamme d'un rouge carmin beaucoup plus intense qu'avec l'alcool. Ils ne sont point troublés par le chromate

de potasse étendu de beaucoup d'eau, ni par l'acide fluorhydrique silicé. Ils colorent en pourpre la flamme d'une bougie.

Carbonate, SrO, CO^2.—On le trouve, sous forme de fibres convergentes, à Strontiane en Écosse, au Pérou, etc. Il est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, décomposable, sans fondre, à une température au-dessus du rouge cerise par le charbon, et à une chaleur blanche lorsqu'il est chauffé seul. Il est sans usages; on pourrait s'en servir pour préparer la strontiane, s'il était plus abondant.

Préparation (voy. p. 317, 3e procédé).

Sulfate, SrO, SO^3.—On le trouve en masses opaques à Montmartre, à Ménilmontant, près Paris, et en beaux cristaux prismatiques, en Sicile; il existe encore à Saint-Médard et à Beuvron, département de la Meurthe. Il est blanc, fusible à une haute température, insipide, et très-peu soluble dans l'eau : en effet, une partie exige près de 4,000 parties de ce liquide pour se dissoudre. Cette dissolution précipite très-sensiblement par les sels de baryte. Le charbon le transforme en sulfure de strontium (voy. p. 322). L'acide sulfurique concentré le dissout mieux que l'eau, et on peut l'obtenir cristallisé en prismes rhomboïdaux en faisant évaporer la dissolution. On l'emploie pour préparer la strontiane.

Préparation (voy. p. 317, 3e procédé).

Azotate, SrO, AzO^5.—On ne le trouve pas dans la nature; il cristallise en octaèdres ou en prismes irréguliers, anhydres si l'on n'agit pas à une température trop basse; dans ce dernier cas, les cristaux ont une autre forme et contiennent 5 équivalents d'eau. Il a une saveur piquante; la chaleur rouge suffit pour le fondre; si on continue à le chauffer, il se décompose comme tous les azotates : il s'effleurit à l'air. L'eau à 15° en dissout environ $1/_5$ de son poids; à 100° elle en dissout son poids. Il est insoluble dans l'alcool; il suffit de le calciner pour en avoir la strontiane.

Il est employé par les artificiers pour colorer en un beau rouge les corps en combustion. En brûlant un mélange de 40 p. de ce sel, de 13 p. de soufre sublimé, de 10 p. de chlorate de potasse, et de 4 d'oxysulfure d'antimoine, on obtient les feux rouges du Bengale.

Préparation. On fait chauffer pendant deux heures, dans un fourneau à réverbère, un creuset contenant 6 parties de sulfate de strontiane et 1 partie de charbon parfaitement mêlés et passés au tamis, et l'on obtient un mélange de polysulfure de strontium et de charbon (voy. *Action du charbon sur les sulfates,* p. 322); on le pulvérise et on le met dans l'eau, qui dissout le polysulfure; on traite la liqueur par l'acide azotique, qui décompose le polysulfure avec effervescence et dégagement

de gaz acide sulfhydrique ; il se précipite du soufre, et il se forme de l'azotate de strontiane que l'on peut obtenir en filtrant, après l'avoir fait chauffer pour le rendre plus soluble dans l'eau. Il est important, avant de mêler le sulfate de strontiane avec le charbon, de le faire bouillir pendant quelque temps avec de l'acide chlorhydrique affaibli, pour le débarrasser du fer et de quelques autres matières qu'il pourrait contenir.

DU LITHIUM. Li. **Équivalent** = 80,37.

H. Davy a séparé le lithium de la lithine au moyen de la pile électrique. Il est blanc, et ressemble au sodium.

DE L'OXYDE DE LITHIUM. LiO, HO. **Équivalent** = 180,37.

Cet oxyde a été découvert en 1817, par M. Arfwedson, dans la pétalite d'Uto ; il existe aussi dans le triphane et dans la *tourmaline verte*, dite *lépidolithe* cristallisée, dans la *Minette* (roche des Vosges), dans les eaux de Carlsbad, d'Hofgeismar et de Pyrmont. A l'état d'*hydrate*, il est solide, blanc, inodore, et doué d'une saveur caustique, comme les autres alcalis fixes ; il verdit fortement les couleurs bleues végétales. Il forme, avec le soufre, un sulfure de couleur jaune, décomposable par les acides, et se comportant avec les différents réactifs comme les sulfures de potassium, de sodium, etc. Il n'est pas très-soluble dans l'eau et n'attire pas l'humidité de l'air. Il attaque le platine, qu'il ternit et noircit en l'oxydant, lorsqu'on le fait rougir dans un creuset de ce métal ; il pourrait même le percer. Il a plus d'affinité pour les acides que l'ammoniaque ; par conséquent il dégage celle-ci de ses combinaisons salines. Il ne précipite point le chlorure de platine, comme le fait la potasse. Il se distingue de la potasse et de la soude, parce qu'il est moins soluble dans l'eau, par la propriété de donner des sels déliquescents avec les *acides azotique* et *chlorhydrique*, et enfin par une plus grande capacité de saturation, suite nécessaire de la plus grande quantité d'oxygène qu'il contient, et par laquelle il paraît se rapprocher de la magnésie, qui jouit également de la propriété de former des sels déliquescents avec les acides azotique et chlorhydrique. Il est formé de 44,56 de lithium et de 55,44 d'oxygène.

Préparation. On décompose le carbonate de lithine par de l'hydrate de chaux qui s'empare de l'acide carbonique.

DES SELS DE LITHINE.

Ils sont incolores, excepté le chromate. Ceux qui sont dissous ne précipitent ni par la potasse, ni par la soude, ni par l'ammoniaque. Étendus d'eau, ils ne précipitent pas par les carbonates de ces bases; si les dissolutions sont très-concentrées, il peut se former un précipité de carbonate de lithine peu soluble; les acides phosphorique et fluorhydrique silicé les précipitent en blanc; les acides tartrique et perchlorique, ainsi que le sulfate d'alumine, ne les précipitent pas; le chlorure de platine y fait naître un précipité peu abondant. L'alcool tenant en dissolution un sel de lithine brûle avec une flamme purpurine, à peu près comme si c'était un sel de strontiane. Le phosphate de lithine étant peu soluble, il suffit de verser du phosphate de soude dans un sel de lithine dissous, et de faire évaporer pour obtenir du phosphate de lithine et de soude blanc pulvérulent.

DES SELS AMMONIACAUX.

En considérant l'ammoniaque comme un composé d'oxygène et d'un métal inconnu (l'*ammonium*, voy. p. 264), on doit nécessairement placer l'étude des sels ammoniacaux à la suite de l'histoire des sels formés par les métaux alcalins; si l'on envisage simplement les réactions de l'ammoniaque comme corps composé de H^3Az, on lui retrouve encore toutes les propriétés des alcalis.

Les sels ammoniacaux, composés d'un *oxacide hydraté*, contiennent constamment, ainsi que je l'ai déjà dit, un équivalent d'eau: aussi vient-on à déshydrater ces sels, ils n'existent plus, tout comme on ne peut pas les obtenir, si l'ammoniaque et l'acide sont *anhydres*. Si le sel ammoniacal renfermait plusieurs équivalents d'eau, on pourrait éliminer tous ces équivalents, *moins un*, sans qu'il cessât d'être un sel ammoniacal. Les sels composés d'un *hydracide* et d'ammoniaque sont formés de l'acide et de la base H^3Az, ou des éléments de celle-ci; l'eau n'est pas nécessaire à leur constitution; toutefois il en est qui renferment de l'eau de cristallisation (voy. *Action des acides sur l'ammoniaque*, p. 263).

Les sels *ammoniacaux* dont je parle sont en général inodores et solubles dans l'eau; leurs dissolutions ne sont pas précipitées par les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, ni par les sulfhydrates, ni par le cyanure de potassium et de fer, ni par les acides chlo-

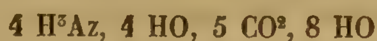
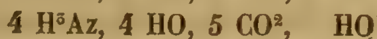
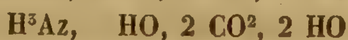
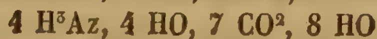
rique, perchlorique et carbazotique; comme ceux à base de potasse, ils sont tous précipités en jaune-serin par le *chlorure de platine* (voy. p. 358); on distinguera ce précipité de celui que donnent les sels de potasse, parce qu'il fournit de l'hydrochlorate d'ammoniaque qui se volatilise, et qu'il laisse du platine quand on le chauffe avec de la potasse à une chaleur rouge; tandis que le précipité jaune obtenu avec les sels de potasse laisse du platine et du chlorure de potassium. Les sels ammoniacaux se troublent aussi, comme les sels de potasse, quand on les agite avec une dissolution concentrée de sulfate acide d'alumine, et forment de l'alun. *Triturés avec de la potasse, de la soude, de la chaux, de la baryte ou de la strontiane, ils sont décomposés, et laissent dégager du gaz ammoniac, facile à reconnaître à son odeur.* L'acide hydrofluosilicique y fait naître un précipité blanc gélatineux. Quelques-uns d'entre eux sont très-volatils, mais la majeure partie sont décomposés par le feu. Gay-Lussac a prouvé qu'un mélange de parties égales de phosphate et de chlorhydrate d'ammoniaque, ou de borate et de chlorhydrate d'ammoniaque, rendaient les tissus incombustibles; il suffit pour cela de tremper ces étoffes dans les dissolutions salines, puis de les sécher : on conçoit que, par l'action de la chaleur, le borate ou le phosphate d'ammoniaque se décomposent, que la base se volatilise, et que les acides phosphorique et borique *fondus* recouvrent le tissu de manière à le préserver du contact de l'air; toutefois ce tissu se détruit et se charbonne par l'action du feu, mais il ne brûle pas avec flamme, et ne peut par conséquent pas enflammer les parties qui l'avoisinent; il est tellement vrai que les sels ammoniacaux n'agissent que parce qu'ils ont fourni un verre qui a préservé le tissu de l'action de l'air, que *tous les sels solubles* capables d'éprouver la fusion ignée à la chaleur rouge obscure possèdent la même propriété.

Préparation et *composition*. On les prépare tous en saturant les acides par l'ammoniaque en dissolution ou en décomposant le carbonate d'ammoniaque. Ils contiennent, pour un équivalent d'acide, un équivalent de base lorsqu'ils sont neutres.

Carbonates.— Carbonate anhydre H^3Az, CO^2. Il est blanc, pulvérulent, et résulte de la combinaison lente de deux volumes de gaz ammoniac et d'un volume de gaz acide carbonique; il a une odeur ammoniacale et se sublime sans altération lorsqu'on le chauffe. Mis dans l'eau, il en prend un équivalent et passe à l'état de *carbonate d'ammoniaque neutre*, H^3Az, HO, CO^2.

Sesquicarbonate (alcali volatil concret, sous-carbonate d'ammoniaque, sel volatil d'Angleterre), $2H^3Az, HO, 3CO^2$. — On ne le trouve que

dans certaines matières animales pourries; il se développe quelquefois dans l'urine soumise encore à l'influence de la vie; j'ai vu, chez deux individus atteints d'ictère symptomatique, cette liqueur excrémentitielle, loin d'être acide, contenir du sesquicarbonate d'ammoniaque au moment même où elle était rendue. Ce sel est solide et sous forme de petits cristaux qui imitent, en se réunissant, les feuilles de fougère ou les barbes d'une plume : il a une saveur caustique, piquante, urineuse; son odeur est ammoniacale; il verdit le sirop de violettes; il est très-volatil. A une température voisine de zéro, il peut cristalliser en gros octaèdres à base rhombe; mais alors il contient cinq équivalents d'eau. Lorsqu'on l'expose à l'air, il dégage de l'ammoniaque, du carbonate neutre d'ammoniaque hydraté, et se trouve changé en *bicarbonate*. Il se volatilise lorsqu'on le chauffe dans une cornue ou qu'on cherche à le dissoudre dans de l'eau bouillante; d'où il suit qu'il ne peut être dissous dans ce liquide à la température de l'ébullition. Deux parties d'eau à 10° en dissolvent une partie, et beaucoup plus si elle est à 40°; cette dissolution peut absorber du gaz acide carbonique et se transformer en bicarbonate; elle dissout à merveille les carbonates d'yttria et de glucine, et les laisse précipiter lorsqu'on la fait bouillir. Chauffé à une température supérieure à celle à laquelle il a été formé, le sesquicarbonate d'ammoniaque se décompose, d'après Rose, en acide carbonique et en deux sels ammoniacaux de volatilité différente : le moins volatil $= 4\ H^3Az, 4\ HO, 5\ CO^2$, et l'autre $= 2\ H^3Az, HO, 2\ CO^2$. En distillant le premier de ces sels, on peut obtenir successivement quatre autres carbonates représentés par


$$4\ H^3Az,\ 4\ HO,\ 5\ CO^2,\ 8\ HO$$

$$4\ H^3Az,\ 4\ HO,\ 5\ CO^2,\ HO$$

$$H^3Az,\ HO,\ 2\ CO^2,\ 2\ HO$$

$$4\ H^3Az,\ 4\ HO,\ 7\ CO^2,\ 8\ HO$$

On emploie le sesquicarbonate d'ammoniaque comme réactif. Son action sur l'économie animale est à peu près la même que celle de l'ammoniaque, excepté qu'elle est moins forte. On l'a administré dans les fièvres dites ataxiques, dans certaines éruptions cutanées, dans la morsure des animaux venimeux, dans les convulsions des enfants dépendantes de la dentition. Peyrilhe le regardait à tort comme un puissant antisyphilitique; on l'a également employé avec succès dans le croup : tantôt on l'a fait respirer pour provoquer la toux, tantôt on l'a appliqué au cou comme rubéfiant, tantôt enfin on l'a administré à l'intérieur. Réchou, qui s'en est servi souvent dans cette maladie, fait prendre de

temps en temps, et par cuillerées, un sirop préparé avec une partie de ce sel et 24 parties de sirop de guimauve; il administre en outre une tisane adoucissante ou de l'eau de chiendent pour étancher la soif, et il évite avec raison l'emploi des acides, qui décomposeraient le sesquicarbonate. Indépendamment de ces boissons, Réchou applique sur les parties latérales et antérieures du cou un mélange fait avec 4 grammes de sel et 60 grammes de cérat; il met sur cet onguent un sachet de cendres chaudes, et il le renouvelle toutes les quatre heures : la peau se couvre de boutons; on éprouve un sentiment de prurit et de cuisson pendant deux ou trois jours; l'épiderme se détache et tombe promptement en desquamation. En général, on ne doit donner à la fois que 30 à 50 centigrammes de sesquicarbonate d'ammoniaque à l'intérieur, car il agit comme un violent poison lorsqu'il est imprudemment administré.

Préparation. On introduit un mélange pulvérulent de deux parties de chlorhydrate d'ammoniaque, ou, ce qui est plus économique, de sulfate d'ammoniaque torréfié et d'une partie de carbonate de chaux dans une cornue de grès lutée, à laquelle on adapte un long récipient en verre ou en terre, et qui est placée dans un fourneau à réverbère. On remarque, en chauffant modérément la cornue, que les deux sels se décomposent : l'acide carbonique donne avec l'ammoniaque du sesquicarbonate volatil qui se dégage sous forme de vapeurs blanches, et dont on facilite la condensation dans le col de la cornue, à l'aide de linges mouillés; la chaux s'unit avec l'acide du sel ammoniacal employé; en sorte qu'il reste dans la cornue ou du sulfate de chaux, ou du chlorure de calcium. Il se dégage en outre de l'eau et du *gaz ammoniac;* le dégagement de ce gaz est dû à ce que les deux sels employés sont neutres, et que le sesquicarbonate contient trois équivalents d'acide carbonique et deux d'ammoniaque. Le sesquicarbonate obtenu sera d'autant plus blanc que le sel ammoniacal employé sera moins coloré. Un kilogramme de sel ammoniac peut fournir 7 à 800 grammes de sesquicarbonate d'ammoniaque.

Bicarbonate = $H^3 Az, HO, 2 CO^2, HO$.—Il répand à l'air une légère odeur ammoniacale et se volatilise lentement, sans perdre sa transparence. Il se dissout dans huit fois son poids d'eau froide; dans l'eau bouillante, il abandonne plus d'acide carbonique que d'ammoniaque, et tend à se transformer en carbonate neutre. On l'obtient en faisant arriver un excès d'acide carbonique dans de l'ammoniaque liquide ou dans une dissolution de sesquicarbonate.

Il existe encore deux autres bicarbonates contenant, l'un deux équivalents d'eau, et l'autre trois.

Oxalate d'ammoniaque neutre, H^3Az, HO, C^2O^3, HO. — Il cristallise en longs prismes tétraèdres, terminés par des sommets dièdres, d'une saveur très-piquante, inodores, efflorescents, peu solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool ; distillé, il fournit de l'*oxamide.* Il est préféré à tous les autres réactifs pour déceler la présence de la *chaux.*

Phosphate, neutre 2 H^3Az, HO, PhO^5, HO. — On le trouve dans l'urine de l'homme, combiné avec le phosphate de soude, dans certains calculs vésicaux, uni au phosphate de magnésie, enfin dans les concrétions intestinales des animaux. On peut l'obtenir cristallisé en prismes à quatre pans par une évaporation spontanée, car si on chauffe sa dissolution, elle devient acide en perdant de l'ammoniaque et un équivalent d'eau. Il a une saveur piquante ; il est inodore et verdit le sirop de violettes ; il s'effleurit à l'air, abandonne une portion de base, et devient acide ; il est soluble dans quatre parties d'eau froide et dans beaucoup moins d'eau bouillante, il est insoluble dans l'alcool ; il est décomposé par le feu en ammoniaque et en eau qui se dégagent, et en acide *métaphosphorique* qui se vitrifie si la température est assez élevée, Ph O^5, HO ; cependant ce verre retient toujours un peu d'ammoniaque. On l'emploie en minéralogie comme fondant ; il sert aussi dans la fabrication des pierres précieuses artificielles.

Préparation. On le prépare en décomposant le biphosphate de chaux par un léger excès d'ammoniaque liquide ; il se forme du phosphate de chaux insoluble et du phosphate d'ammoniaque soluble.

Phosphate ammoniaco-magnésien.— Il se trouve dans quelques calculs de la vessie de l'homme, où il est souvent parfaitement cristallisé. Il est insipide, fusible, presque insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et décomposable au feu. Il est sans usages.

Phosphate ammoniaco de soude = NaO, HO, H^3Az, HO, PhO^5, 8HO (huit équivalents d'eau de cristallisation). — Il existe dans l'urine, verdit le sirop de violettes, se dissout très-bien dans l'eau, et peut être obtenu cristallisé ; il s'effleurit à l'air et perd de l'ammoniaque. Il est employé comme le borax dans les essais au chalumeau. On le prépare en faisant dissoudre une partie de sel ammoniac dans une dissolution concentrée de phosphate de soude, et en faisant cristalliser dans un endroit frais.

Sulfate neutre (sel ammoniacal secret de Glauber), H^3Az, HO, SO^3. — Il ne renferme pas d'eau de cristallisation ; on ne le trouve qu'en petite quantité, combiné avec le sulfate d'alumine, et dans l'acide borique naturel. Il cristallise en petits prismes hexaèdres, terminés par des pyramides à six faces, ou en lames, ou en filaments soyeux, ou en aiguilles,

d'une saveur très-amère et très-piquante; chauffé, il décrépite légèrement; il éprouve ensuite la fusion aqueuse à 140°; au delà de 180°, il perd une portion d'ammoniaque, et se transforme en bisulfate; à une chaleur voisine du rouge-cerise, il se décompose complétement, et ne donne que des produits volatils; il se dégage du gaz azote, de l'eau formée aux dépens d'une portion de l'oxygène de l'acide sulfurique et de l'hydrogène de l'ammoniaque, et des vapeurs blanches de sulfite acide d'ammoniaque. Il est inaltérable à l'air, à moins que celui-ci ne soit très-humide : dans ce cas, il se ramollit un peu. Il se dissout dans 2 parties d'eau à 15° et dans son poids d'eau bouillante. On l'emploie dans le commerce pour obtenir l'alun et l'ammoniaque, et comme engrais.

Préparation. Il ne doit jamais être préparé avec l'acide et de l'ammoniaque concentrés, parce qu'il y a élévation de température, et la liqueur est projetée; on doit décomposer le sesquicarbonate d'ammoniaque par l'acide sulfurique affaibli. On se le procure en grand, en faisant filtrer le sesquicarbonate d'ammoniaque provenant de la distillation des matières animales à travers du sulfate de chaux réduit en poudre fine, et placé dans des tonneaux dont le fond est percé d'un trou que l'on peut boucher à volonté; les deux sels se décomposent, et il se forme du sulfate d'ammoniaque soluble qui s'écoule, et du carbonate de chaux qui reste dans le tonneau: la dissolution est évaporée jusqu'à ce qu'elle cristallise.

Azotate (*nitrum flammans*), H^3 Az, HO, AzO^5, HO. — On ne le trouve pas dans la nature; il cristallise en aiguilles prismatiques ou en longs prismes à six pans, flexibles, satinés et cannelés, terminés le plus souvent par des pyramides à six faces, doués d'une saveur aigre, piquante, urineuse, légèrement déliquescents, et solubles dans 2 parties d'eau à 15°; ce liquide, à la température de l'ébullition, peut en dissoudre le double; c'est un des sels qui produisent le plus de froid en se dissolvant dans l'eau. Si on le chauffe dans une cornue de verre munie d'un tube recourbé, propre à recueillir les gaz, il fond à 200°, et se décompose en eau et en protoxyde d'azote entre 240° et 250°. Si la décomposition est faite avec rapidité à une température trop élevée, il se produit une fumée blanche, et le protoxyde d'azote est mêlé d'ammoniaque, de bioxyde d'azote, et peut-être même d'azote et d'acide hypoazotique.

Si l'azotate d'ammoniaque est projeté dans un creuset rouge, il s'enflamme, se décompose, et donne de l'eau, du gaz azote, et du gaz bioxyde d'azote. On n'emploie ce sel qu'à la préparation du gaz protoxyde d'azote, et pour faire de la glace.

Préparation (voy. p. 317, 2[e] procédé).

Chlorhydrate (*sel ammoniac*), H^3 Az, HCl. — On le trouve dans l'urine de l'homme, dans la fiente des chameaux et de quelques autres animaux, aux environs des volcans, dans quelques montagnes de la Tartarie et du Thibet, et dans certains lacs. M. Vogel en a extrait de l'oxyde de fer de Bohême, du rapil d'Auvergne (*produits volcaniques*), ainsi que du sel marin de Friedrichsall, du sel gemme du Tyrol et de tous les sels marins de la Bavière. Il est anhydre, solide, blanc, inodore, doué d'une saveur âcre, piquante, urineuse; il est un peu élastique, ductile, difficile à pulvériser (1), et inaltérable à l'air. Il se dissout dans l'eau; à 18°, 100 parties en dissolvent 36, et à 100°, 89 p.; en évaporant cette dissolution, on obtient des prismes aiguillés, groupés comme les barbes d'une plume, qui sont formés par une foule de petits octaèdres réguliers, accolés les uns aux autres. Il est soluble dans l'alcool. Le *solutum* aqueux saturé dissout le sulfate de chaux beaucoup mieux que ne le ferait l'eau distillée (Vogel). Exposé à l'action du calorique, il fond et se sublime sous forme de rhomboïdes, si l'opération se fait lentement; dans le cas contraire, il se condense en une masse plus ou moins épaisse.

On emploie le sel ammoniac pour décaper les métaux et surtout le cuivre, dans la teinture, etc.; il sert à préparer l'ammoniaque, le sesquicarbonate d'ammoniaque, la liqueur fumante de Boyle, etc. Mêlé avec de l'azotate d'ammoniaque et de l'eau dans des proportions qui restent secrètes, mais qui pourraient bien être celles de parties égales des deux sels, il produit un froid considérable dont on profite pour faire de la glace : ce mélange est de beaucoup préférable pour geler l'eau à celui dont j'ai parlé à l'occasion du sulfate de soude (voy. p. 388); en effet, non-seulement il y a un plus grand abaissement de température, mais encore il est facile, en évaporant jusqu'à siccité le mélange des deux sels, de retirer ceux-ci tels qu'ils étaient avant leur emploi, et de les faire servir à la congélation de nouvelles quantités d'eau, ce qui n'a pas lieu avec le sulfate de soude. Il doit être regardé comme stimulant, fondant et sudorifique; associé au quinquina ou à l'extrait de gentiane, à la dose de 1 à 2 grammes, il est souvent employé avec succès pour combattre les fièvres intermittentes, principalement les fièvres quartes, les affec-

(1) Pour l'obtenir en poudre fine, on laisse refroidir le plus promptement possible et en l'agitant continuellement une dissolution bouillante concentrée; le précipité cristallin déposé, étant desséché, peut être facilement pulvérisé.

tions cutanées, le rhumatisme, l'anasarque, les hydropisies passives; dissous dans des tisanes sudorifiques, il augmente la transpiration cutanée. On s'en sert à l'extérieur comme résolutif, dans un très-grand nombre d'affections cutanées, dans les rhumatismes chroniques, dans les engorgements atoniques des articulations, dans les anciennes gouttes où il n'y a cependant pas de tophus formé, dans les angines chroniques, etc. Il est généralement abandonné dans les maladies syphilitiques. Il entrait autrefois dans la composition de la pierre infernale de Fallope, dans l'onguent cathérétique de Barbette, quoique par lui-même il n'ait pas d'action corrosive. M. Smith a prouvé que son application sur le tissu cellulaire des chiens était suivie de vomissements, des symptômes qui constituent l'ivresse, et de la mort. Cinq grammes de ce sel sur la cuisse d'un petit chien suffirent pour le faire périr au bout de douze heures; à l'ouverture du cadavre, on trouva une multitude de petites ulcérations gangréneuses dans la membrane muqueuse de l'estomac.

Il est formé de 100 parties d'ammoniaque et de 214,4 d'acide chlorhydrique.

Préparation. On mêle le sulfate d'ammoniaque avec le chlorure de sodium (voy. *Préparation de ce sulfate,* p. 430); il en résulte du sulfate de soude et du chlorhydrate d'ammoniaque; on évapore jusqu'à siccité, et l'on chauffe assez pour sublimer le chlorhydrate d'ammoniaque, tandis que le sulfate de soude reste, parce qu'il est fixe. On peut encore procéder autrement : on fait évaporer rapidement le mélange pour obtenir cristallisée la majeure partie du sulfate de soude, que l'on enlève avec un rateau; on laisse refroidir la liqueur, et il se dépose une grande quantité de sel ammoniac cristallisé que l'on fait sécher et sublimer dans des ballons à long col, disposés dans des bains de sable sur des fourneaux, de manière que la partie supérieure du col soit hors du fourneau et en contact avec l'air froid; on chauffe graduellement pendant trois jours; on casse après les ballons pour en retirer le chlorhydrate d'ammoniaque que l'on trouve sublimé à leur partie supérieure; il est important, vers le troisième jour, de plonger de temps en temps une tige de fer dans le col de ces vases, pour empêcher que le sel volatilisé ne les obstrue. On explique la cristallisation du chlorhydrate d'ammoniaque, au milieu d'une liqueur bouillante contenant du sulfate de soude, parce qu'à mesure que cette liqueur se refroidit, la solubilité du sulfate de soude augmente: on sait, en effet, que ce sel est beaucoup plus soluble à 33° qu'à 100°; la solubilité du sel ammoniac diminuant, au contraire, rapidement avec la température, ce sel doit cristalliser.

On fabrique aussi le sel ammoniac en recevant le carbonate d'ammoniaque dans l'acide chlorhydrique du commerce. En Égypte, on fait brûler la fiente des chameaux desséchée au soleil, et on chauffe, dans un appareil analogue à celui que je viens de décrire, la suie qui provient de cette opération, et qui contient du chlorhydrate d'ammoniaque.

Sulfhydrate, H^3 Az, HS.— Ce sel paraît être un produit de l'art; celui qui se trouve dans les fosses d'aisances est à l'état de sulfhydrate sulfuré. Il cristallise en aiguilles ou en lames cristallines; il est très-soluble dans l'eau, principalement lorsqu'il contient un excès d'ammoniaque; il est très-volatil et répand une odeur d'œufs pourris très-caractéristique; exposé à l'air, il absorbe l'oxygène, jaunit et passe d'abord à l'état de sulfhydrate sulfuré, puis d'hyposulfite, et même de sulfate d'ammoniaque. On s'en sert comme réactif.

Préparation. On l'obtient en faisant arriver à une basse température, dans de l'ammoniaque liquide, un courant de gaz acide sulfhydrique jusqu'à refus, et en saturant ensuite l'excès de ce gaz par une nouvelle quantité d'ammoniaque.

Liqueur fumante de Boyle (*sulfhydrate monosulfuré d'ammoniaque, mêlé d'autres composés plus sulfurés*). — Il est liquide, d'une couleur brune rougeâtre, d'une consistance presque sirupeuse, d'une saveur et d'une odeur désagréables, et très-volatil. Mis en contact avec l'air ou avec le gaz oxygène sec ou humide, il absorbe l'oxygène et répand des vapeurs blanches plus ou moins épaisses, principalement formées d'hyposulfite d'ammoniaque; ce phénomène n'a presque pas lieu si on met ce liquide dans une cloche remplie de gaz hydrogène ou de gaz azote. Il est employé comme réactif et pour former une encre sympathique (voyez *Plomb, Bismuth*).

Préparation. Si l'on introduit dans une cornue de verre parfaitement sèche un mélange fait avec une partie de *sel ammoniac,* une partie de *chaux* vive, et demi-partie de *soufre;* si on place cette cornue dans un fourneau à réverbère, et que l'on fasse communiquer son col avec une allonge et un récipient bitubulé également desséché; si l'une des tubulures du récipient reçoit un tube très-élevé qui ne permette pas à l'air extérieur d'entrer dans l'appareil, on remarquera, lorsque la chaleur aura été graduellement portée jusqu'au rouge, qu'il se produit un liquide jaune, volatil, qui vient se condenser dans le récipient, que l'on refroidit au moyen de linges mouillés. Ce liquide, agité pendant sept ou huit minutes avec du soufre en poudre, dissout ce corps, s'épaissit, acquiert une couleur plus foncée, et constitue la liqueur fumante de

Boyle; il reste dans la cornue du chlorure de calcium, du sulfure de calcium, et du sulfate de chaux.

DES AMIDES.

Les amides sont le résultat de l'action des acides *anhydres* sur l'ammoniaque. Ils ne présentent pas les caractères généraux des sels ammoniacaux; ainsi, tandis que le sulfate d'ammoniaque précipite en blanc (sulfate de baryte) les sels solubles de baryte, le composé d'acide sulfurique et d'ammoniaque *anhydres* ne les trouble pas. Si l'on hydrate ces *amides,* on les transforme en sels ammoniacaux (voy. *Amides* à la *Chimie végétale,* t. II).

DES MÉTAUX DE LA DEUXIÈME CLASSE.

Ces métaux sont au nombre de quinze, savoir : le magnésium, l'aluminium, l'yttrium, le glucynium, le cérium, le lanthane, le didyme, le manganèse, le zinc, le titane, le thorinium, le zirconium, l'uranium, l'erbium et le terbium. Ils décomposent l'*eau* à la température de 100° à 200°; ils absorbent l'*oxygène* à la température la plus élevée, et donnent des oxydes qui sont irréductibles *par la chaleur de nos fourneaux* (1).

DU MAGNÉSIUM. Mg. Équivalent = 151,3.

Le magnésium est blanc d'argent, très-brillant, très-malléable, s'aplatissant en paillettes sous le marteau, d'un poids spécifique de 1,87, fusible à la température rouge, inaltérable à l'air sec, perdant son éclat métallique à l'air humide, et se recouvrant d'une couche blanche

---

(1) On n'a pas encore déterminé, par des expériences directes, que le thorinium et le zirconium décomposent l'eau à 100° ou à 200°; mais tout porte à croire qu'il en est ainsi. M. Thénard donne le fait comme probable, et M. Regnault dit : « Ces corps, par leur action sur l'eau et la nature de leurs oxydes, doivent être placés parmi les métaux de la 2e classe. » Quant à l'uranium, au pélopium, au niobium, à l'erbium et au terbium, on ne peut pas affirmer, faute de travaux suffisants, s'ils décomposent l'eau entre 100° et 200°, ou seulement au *rouge sombre.*

d'oxyde; toutefois cet effet est très-limité et se borne à la surface du métal. Lorsqu'on chauffe à l'air de très-petits fragments de magnésium, ils brûlent en scintillant et donnent de la magnésie. L'eau pure, privée d'air, n'a pas d'action sur le magnésium à froid; portée à l'ébullition, elle laisse dégager de l'hydrogène. Le soufre forme avec lui un sulfure MgS, que l'on peut aussi obtenir en décomposant le sulfate de magnésie par le charbon.

Le *chlorure* de magnésium, MgCl,6 HO, existe, mêlé à d'autres sels, dans certaines eaux salées, dans les eaux mères des marais salants, dans les matériaux salpêtrés, etc. Il est solide, blanc, très-amer, très-déliquescent, soluble dans la moitié de son poids d'eau et dans deux fois son poids d'alcool; il cristallise en aiguilles, mais difficilement. Chauffé *à l'état d'hydrate,* il fournit de l'acide chlorhydrique et de la magnésie; l'eau a donc été décomposée. On l'obtient hydraté en traitant le carbonate de magnésie par l'acide chlorhydrique. Il sert à la préparation du magnésium.

L'iode et le brome se combinent également avec le magnésium et fournissent un iodure et un bromure que l'on trouve dans les eaux de la mer et de certains marais salants. Le magnésium est sans usages.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'air, à chaud, qui le fait passer à l'état d'oxyde (magnésie).

Préparation. On décompose par le potassium, à une température élevée, le chlorure de magnésium anhydre, obtenu en faisant passer un courant de chlore sec sur de l'oxyde de magnésium (magnésie) chauffé jusqu'au rouge dans un tube de porcelaine.

Le magnésium a été découvert par H. Davy; mais M. Bussy, en 1830, l'a isolé en grande quantité par le procédé qui vient d'être décrit.

DE L'OXYDE DE MAGNÉSIUM. MgO.

On le trouve cristallisé en Europe et en Amérique; d'où il faut conclure qu'il n'attire pas l'acide carbonique de l'air, tandis que l'hydrate artificiel, qui est pulvérulent, attire, lentement il est vrai, ce gaz; presque toujours cependant, l'oxyde de magnésium existe dans la nature combiné avec un acide à l'état de sel ou avec d'autres oxydes. Il est blanc, doux au toucher, insipide, et *verdit le sirop de violettes;* son poids spécifique est de 2,3. Soumis à l'action d'une température élevée, à l'aide du chalumeau de Brook, cet oxyde fond avec flamme, et donne un verre poreux si léger, qu'il est emporté par le gaz. Les autres fluides impondérés, ainsi que l'oxygène, l'hydrogène, le bore, le carbone, le phos-

phore et l'azote, ne lui font éprouver aucune altération. Le *soufre* peut se combiner avec lui et donner naissance à du sulfure de magnésium, mais seulement par la voie humide; le meilleur moyen d'obtenir ce sulfure consiste à faire passer du gaz acide sulfhydrique à travers de l'hydrate de magnésie délayé dans l'eau. Mis en contact avec l'*iode* et de l'eau, il se forme de l'iodate de magnésie peu soluble, qui se précipite, et de l'iodure de magnésium soluble. Si l'on fait passer du *chlore* gazeux à travers de la magnésie chauffée jusqu'au rouge, il se produit du chlorure de magnésium anhydre, et il se dégage du gaz oxygène. Exposé à l'air, il en attire l'humidité, et si l'air est humide, il peut prendre jusqu'à 20 pour 100 d'eau; quoi qu'on en ait dit, il n'absorbe que très-difficilement l'acide carbonique (Mialhe). Il peut se combiner avec l'eau et donner naissance à un *hydrate* blanc, MgO, HO, nacré, pulvérulent, soluble, d'après M. Fife, dans 5,760 parties d'eau à 15°,5 centigrades, tandis qu'il exige 36,000 parties d'eau à 100° pour être dissous; si on calcine cet hydrate jusqu'au blanc, il perd toute son eau. Ce n'est qu'avec la plus grande difficulté qu'on parvient à fondre dans nos fourneaux un mélange de magnésie et d'acide *silicique*.

Caractères distinctifs. 1° Elle est blanche et insoluble dans l'eau; 2° elle verdit le sirop de violettes; 3° elle se combine très-bien avec les acides et forme des sels doués de propriétés qui servent à la faire connaître; 4° en mêlant de la magnésie avec de l'azotate de cobalt, en desséchant le mélange et en le faisant rougir fortement au feu, par exemple au chalumeau, elle devient rosée après le refroidissement.

La magnésie n'est employée qu'en médecine. On s'en sert: 1° comme contre-poison des acides: un assez grand nombre d'observations et plusieurs expériences faites sur les animaux prouvent que la magnésie est le meilleur antidote des acides; en effet, elle se combine avec eux, les neutralise, et parconséquent les empêche d'agir comme caustiques; on peut, dans ces sortes de cas, la donner à la dose de plusieurs grammes, délayée dans de l'eau. 2° Pour combattre les calculs vésicaux d'acide urique, et même pour en prévenir la formation; les succès obtenus par MM. Home et Brande ne laissent aucun doute sur l'avantage que l'on peut retirer de ce médicament dans ces sortes d'affections; la dose est d'un gramme deux fois par jour. 3° Pour neutraliser les acides qui se développent souvent dans les premières voies, surtout chez les femmes enceintes et les jeunes enfants: la dose, dans ce cas, est depuis 30 centigrammes jusqu'à 2 grammes. 4° Comme purgatif chez les individus qui sont à l'usage du lait, ou qui ont éprouvé de violents accès de goutte ou de rhumatisme: on l'administre, dans ce cas, jusqu'à la dose

de 16 grammes; en général, les médecins ne doivent prescrire que la magnésie calcinée, parfaitement débarrassée d'acide carbonique. 5° Bussy a proposé d'employer la magnésie comme contre-poison de l'acide arsénieux; elle absorbe en effet l'acide arsénieux et forme avec lui un sel insoluble dans l'eau; mais comme cet effet est lent et que d'ailleurs l'arsénite de magnésie finit par être vénéneux à mesure qu'il se dissout dans les acides de l'estomac, il est préférable de favoriser par le vomissement l'expulsion du toxique; cela étant, on pourrait tirer parti de la magnésie comme contre-poison, pourvu qu'elle fût administrée dans une grande quantité d'*eau tiède*.

Préparation. On l'obtient en précipitant une dissolution bouillante de sulfate de magnésie *pur*, et surtout privé de fer par le sulfhydrate d'ammoniaque, par une dissolution de carbonate de soude également pure et bouillante, formée de 1 partie de carbonate dissous dans 6 parties d'eau; il y a double décomposition, il se produit du carbonate de magnésie insoluble et du sulfate de soude soluble; on lave le précipité jeté sur un filtre et on le calcine pour décomposer le carbonate; on obtient alors l'oxyde de magnésium, connu sous le nom de magnésie *calcinée*. En exposant celle-ci à l'air humide pendant deux ou trois jours, elle absorbe de l'eau en proportions variables, et constitue l'*hydroxyde* de magnésie; la magnésie dite *anglaise*, si légère et si soluble dans les acides, n'est que de la magnésie calcinée ayant absorbé 20 pour 100 d'eau; dans cet état, elle doit être préférée, pour les usages médicinaux, à la magnésie *calcinée* ou *vive*. Je dois ajouter encore que la magnésie sera d'autant plus légère et se dissoudra d'autant mieux dans les *acides faibles de l'estomac*, qu'elle aura été calcinée sans pression et à une température moins élevée.

DES SELS DE MAGNÉSIE.

Les sels de magnésie sont entièrement décomposés par la *potasse* (hydrate de protoxyde de potassium) et par les *carbonates* de potasse et de soude; la magnésie, ou le carbonate de magnésie précipités, ne se dissolvent pas dans un excès du réactif décomposant. Les dissolutions de magnésie ne sont pas précipitées à froid par le *bicarbonate de potasse* ni par le *carbonate d'ammoniaque effleuri* (1), parce que ces carbonates renferment assez d'acide carbonique pour tenir la magnésie en dissolu-

(1) Le carbonate d'ammoniaque effleuri a perdu une partie de sa base, et se trouve converti presque entièrement en bicarbonate.

tion; mais si on chauffe le mélange, l'excès d'acide carbonique se dégage, et le carbonate de magnésie blanc se précipite; le carbonate d'ammoniaque transparent on non effleuri précipite les sels de magnésie, excepté lorsque les liqueurs *sont très-étendues, et qu'elles contiennent un grand excès de carbonate d'ammoniaque;* le précipité est du carbonate de magnésie ou du carbonate ammoniaco-magnésien, suivant la quantité de carbonate d'ammoniaque employé (Guibourt). L'*ammoniaque* ne décompose jamais complétement ces dissolutions, elle n'en précipite qu'une portion de magnésie; l'autre portion reste dans la liqueur, et forme avec l'ammoniaque un sel double soluble; si le sel magnésien était acide, ou qu'il fût mélangé d'un sel ammoniacal, il ne serait point précipité par l'ammoniaque, parce qu'il se formerait un sel double soluble. Les *sulfures* ne précipitent pas les dissolutions salines de magnésie. Il en est de même de l'*oxalate d'ammoniaque.* Les sels de magnésie chauffés au chalumeau, avec un peu d'azotate de cobalt, donnent un résidu d'une couleur rose.

D'après M. Grange, le *goître* prend naissance et se développe sur les terrains magnésiens, où par conséquent les populations font usage d'eau contenant un ou plusieurs sels de magnésie; suivant lui, c'est aux sels magnésiens renfermés dans certaines eaux qu'il faut attribuer le développement du goître, dont on peut par conséquent se préserver en séparant la magnésie des eaux potables (séance de l'Institut du 10 décembre 1849). Cette assertion a besoin d'être confirmée par des observations ultérieures; déjà M. Dumas, professeur au lycée de Valence (Drôme), l'a vivement combattue en déclarant que le goître n'avait jamais paru dans des contrées dont les habitants ne boivent que des eaux fortement magnésiennes.

Carbonate neutre = MgO, CO^2. Il existe dans la nature à l'état amorphe et quelquefois cristallisé en rhomboèdres; dans ce cas, il est anhydre. On le trouve aussi dissous dans certaines eaux; combiné au carbonate de chaux, il constitue la *dolomie*. Il offre des propriétés différentes suivant la manière dont il a été préparé.

Si le carbonate neutre de magnésie s'est déposé à la *température ordinaire* d'une dissolution de magnésie dans l'acide carbonique, les prismes hexaèdres ont alors pour formule $MgO, CO^2, 3HO$; ils sont inaltérables à l'air et résistent à l'action de l'eau bouillante. Les eaux magnésiennes gazeuses ne sont autre chose qu'une dissolution aqueuse de carbonate neutre dans l'acide carbonique. On administre ce carbonate en médecine à la dose de quelques décigrammes dans les mêmes circonstances que la magnésie. Si l'on abandonne à elle-même, à une température

très-basse, une dissolution de magnésie dans l'acide carbonique, il se dépose des beaux prismes hexaèdres transparents $= MgO, CO^2, 5HO$.

Carbonate basique (*magnésie des pharmacies*), $3MgO, CO^2, MgO, HO, 3HO$. — On le trouve dans le commerce sous forme de pains légers, d'un blanc de neige, doux au toucher; chauffé, il perd l'acide carbonique, et le résidu porte le nom de *magnésie calcinée*. Il est insipide et inaltérable à l'air. Il est très-peu soluble dans l'eau : 2493 parties de ce liquide à 15° en dissolvent une partie, tandis qu'à 100° il faut 9000 parties d'eau (Fyfe); mais on peut le dissoudre dans un excès de gaz acide carbonique. Il se dissout très-bien dans le chlorure de potassium, dans les sulfates et les azotates de potasse et de soude, d'après Lonchamp. On l'obtient, comme je l'ai dit à la page 437, en précipitant le sulfate de magnésie à la température de l'ébullition par du carbonate de soude, en filtrant et en desséchant le produit à l'air libre. Il sert à préparer la magnésie, et il est employé en médecine comme la magnésie calcinée.

Quand on fait bouillir du sulfate de magnésie avec un excès considérable de carbonate de soude, il se forme un autre carbonate *basique*, qui a pour formule $2MgO, CO^2, MgO, HO, 2HO$, d'une saveur faiblement alcaline, verdissant le sirop de violettes, s'effleurissant très-lentement à l'air, et commençant à perdre de l'acide carbonique à 70°, très-peu soluble dans l'eau froide, se décomposant dans l'eau bouillante en carbonate basique (magnésie carbonatée des pharmacies) et en acide carbonique.

Phosphate, $2MgO, HO, PhO^5, 14HO$. — On trouve ce sel dans quelques graines céréales, dans les os, dans l'urine de plusieurs animaux. Il cristallise en prismes hexaèdres irréguliers, terminés par des extrémités obliques, ou en aiguilles très-fines qui, par leur entrelacement, ressemblent à des étoiles, à peine sapides, solubles dans 15 parties d'eau froide. Il s'effleurit à l'air; chauffé, il perd 8 équivalents d'eau à 100°, et 14 à 175°; si la température est plus élevée, il perd le dernier équivalent d'eau et se trouve changé en pyrophosphate vitreux et transparent. Si on le fait bouillir pendant longtemps avec de l'eau, il donne de l'acide phosphorique et un sel basique, $3MgO, PhO^5, 7HO$. Il est sans usages.

Préparation. On l'obtient en mêlant à chaud parties égales de phosphate de soude et de sulfate de magnésie dissous dans l'eau; il cristallise au bout de quelques heures.

Phosphate ammoniaco-magnésien, $H^3Az, HO, 2MgO, PhO^5, 6HO$. — Ce sel existe dans le blé, dans l'urine de l'homme putréfiée, dans cer-

tains calculs urinaires de l'homme et dans ceux de cochon ; on l'a aussi trouvé dans quelques concrétions, et notamment dans celles que l'on a retirées du cœcum du cheval. Il est blanc, grenu, peu soluble dans l'eau distillée ; chauffé au rouge, il devient incandescent et laisse du pyrophosphate de magnésie, $2MgO,PhO^5$. On l'obtient en versant une dissolution de phosphate de soude additionnée d'ammoniaque dans du sulfate de magnésie dissous.

Sulfate (*sel d'Epsom, sel d'Egra, de Sedlitz, sel cathartique amer, vitriol de magnésie*), MgO,SO^3. — On le trouve en dissolution dans les eaux de la mer, de plusieurs fontaines salées, et dans les eaux mères de l'alun ; il existe aussi quelquefois effleuri dans certains terrains schisteux. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, ou par un sommet dièdre ; quelquefois aussi il est sous forme de masses composées d'une multitude de petites aiguilles ; sa saveur est amère, désagréable, nauséabonde. Si les cristaux ont été obtenus à la température de 15°, ils contiennent 7 équivalents d'eau, $MgO,SO^3,7HO$; si le sel s'est déposé entre 25° et 30°, il n'en renferme que 6 équivalents ; si la cristallisation a eu lieu à plusieurs degrés au-dessous de 0°, leur formule est $MgO,SO^3,12HO$. Exposé à l'air sec, il s'effleurit. Cent parties d'eau à 15° en dissolvent 32,76 parties et 72,30 parties à 97°. Chauffé, il éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée ; à 240°, il retient encore un équivalent d'eau ; à la température rouge-cerise, il y en a une petite quantité de décomposée, et la magnésie de cette portion est mise à nu. Traité par le charbon à une chaleur rouge, il se décompose et laisse de la magnésie, sans sulfure. On l'emploie pour préparer la magnésie et le carbonate de magnésie ; il est souvent administré comme purgatif à la dose de 24, 32 ou 50 grammes, dissous dans deux ou trois verres d'eau, et mieux encore d'eau acido-carbonique gazeuse, afin de dissimuler son amertume. Il fait partie d'une multitude d'eaux minérales naturelles et artificielles, dont on fait un très-grand usage pour exciter modérément les évacuations alvines.

Préparation. On l'obtient : 1° en faisant évaporer les eaux qui en contiennent. 2° En traitant la *dolomie* (carbonate de magnésie et carbonate de chaux) par l'acide sulfurique ; il se forme deux sulfates que l'on sépare par l'eau, le sulfate de magnésie étant beaucoup plus soluble dans l'eau que celui de chaux. 3° Au moyen des schistes qui renferment de la magnésie et du sulfure de fer : on les met en contact avec l'air et on les arrose ; au bout de quelques mois, le soufre et le fer ont absorbé l'oxygène de l'air, et se trouvent transformés, le premier en acide sulfurique, et le second en oxyde de fer ; aussi obtient-on deux sulfates, l'un

de magnésie, l'autre de fer; on traite par l'eau, qui dissout le sulfate de magnésie et une certaine quantité de sulfate de fer; on verse dans la dissolution de l'eau de chaux pour décomposer le sulfate de fer; on filtre, et on fait évaporer la liqueur pour obtenir le sulfate de magnésie cristallisé. 4° En traitant convenablement les eaux mères des salines (voy. p. 376).

Azotate, MgO, AzO^5, 6HO. — Il n'existe jamais pur dans la nature; il entre dans la composition des eaux mères du salpêtre; il cristallise en prismes rhomboïdaux à quatre faces, terminés par des pointes obliques et tronquées, ou en aiguilles très-fines groupées en faisceaux; il a une saveur très-amère et piquante; il attire l'humidité de l'air, et se dissout à froid dans son poids d'eau. Chauffé pendant longtemps à 250°, il donne de l'acide azotique et un azotate basique = 2MgO, AzO^5, 4HO; au rouge sombre, il fournit du gaz oxygène, du bioxyde d'azote, de l'acide azotique et de la magnésie. Il est sans usages.

Préparation (voy. p. 317, 1er et 2e procédés).

DE L'ALUMINIUM. Al. Équivalent = 170,98.

L'aluminium a été obtenu par M. Wohler en 1827. Il n'existe jamais pur dans la nature (voy. *Alumine*). Il est sous forme d'une poudre grise, qui ressemble beaucoup à celle de platine, et qui, sous le brunissoir, prend très-facilement l'éclat métallique de l'étain; il est ductile; sa densité est de 2,6. Il est fusible au rouge vif. Chauffé dans l'air jusqu'au rouge, il prend feu, brûle avec un grand éclat, et passe à l'état d'alumine; l'air ne l'oxyde pas à la température ordinaire. Il ne décompose pas l'eau à froid; si ce liquide est bouillant, l'aluminium le décompose lentement, et il y a un faible dégagement d'hydrogène. Le *soufre*, le *sélénium*, le *carbone* et le *phosphore*, peuvent s'unir avec lui.

Si l'on fait arriver du *chlore* gazeux à travers le résidu noir chauffé jusqu'au rouge qui résulte de la calcination d'un mélange de charbon, de sucre ou d'huile et d'oxyde d'aluminium, on obtient un *chlorure* anhydre, Al^2, Cl^3; en effet, le charbon provenant de la décomposition du sucre et de l'huile désoxyde l'alumine, et le chlore se combine avec l'aluminium. Ce chlorure est alors en masses demi-transparentes à grandes lames, ou en agrégations cristallines, d'un jaune verdâtre pâle, se liquéfiant et fumant à l'air, en répandant du gaz acide chlorhydrique; il est soluble dans l'eau avec bruit et chaleur, et fusible à la température où il se volatilise; ainsi hydraté, il contient 12 équivalents d'eau : on peut le préparer en dissolvant l'aluminium dans l'acide chlorhydrique.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'air à une chaleur rouge qui le transforme en oxyde (alumine).

Préparation. On l'obtient en décomposant par du potassium en vapeur le chlorure d'aluminium anhydre. L'aluminium n'a point d'usages.

DE L'OXYDE D'ALUMINIUM (ALUMINE). $Al^2 O^3$.

L'alumine est très-abondamment répandue dans la nature. Pure, elle constitue le *corindon,* le plus dur des minéraux après le diamant. Le corindon hyalin ou *saphir* blanc est transparent; on le nomme *rubis* oriental s'il est rouge, *saphir* s'il est bleu, *émeraude orientale* s'il est vert, *topaze* orientale s'il est jaune, *améthyste* orientale s'il est violet, *émeri* s'il contient une assez grande quantité de fer. L'alumine entre dans la composition des argiles; on la trouve aussi combinée avec les acides sulfurique, phosphorique et silicique, et à l'état d'*aluminate* de zinc (composé d'oxyde de zinc et d'alumine, dans lequel celle-ci semble jouer le rôle d'acide).

L'alumine pure *anhydre* est blanche, douce au toucher, insipide, mais elle happe à la langue; son poids spécifique est de 2,00. Exposée à l'action du chalumeau à gaz, elle fond très-rapidement en globules d'un vert transparent tirant sur le jaune. La lumière, le fluide électrique, les corps simples précédemment étudiés, et l'air, n'exercent sur l'alumine aucune action; toutefois, si l'air était humide, elle en attirerait l'humidité, qu'elle condenserait, et pourrait augmenter jusqu'à 15 p. 100 de son poids, si elle avait été rougie au feu. Elle forme pâte avec l'eau, et la retient très-fortement. Plusieurs acides peuvent se combiner avec elle, surtout lorsqu'elle n'a pas été calcinée. La potasse et la soude la dissolvent. Elle est formée de 53,27 d'aluminium et de 46,73 d'oxygène. On n'emploie l'alumine à l'état de pureté que dans les laboratoires; les usages de l'argile, au contraire, sont très-nombreux.

Hydrate d'alumine, $Al^2 O^3, 8 HO$. — Lorsqu'on le sépare des sels d'alumine, il se présente sous forme d'une gelée demi-transparente, qui, étant desséchée à la température de 20° ou 25° c., paraît contenir 8 équivalents d'eau. Il est blanc, d'apparence cornée, sensiblement soluble dans l'eau, très-soluble dans la potasse et la soude caustiques, et même dans la baryte et la strontiane; l'ammoniaque en dissout sensiblement, surtout lorsqu'elle est étendue (Malagutti et Durocher). L'aluminate de potasse, $KO,Al^2O^3,2HO$, peut être obtenu cristallisé; s'il est anhydre, il peut être représenté par $KO, Al^2 O^3$. Le *solutum* de potasse ou de soude aluminé, agité avec du silicate de potasse, ne tarde pas à donner une gelée consistante, com-

posée de silicate d'alumine; si on le fait sécher et calciner à une très-forte chaleur, on obtient une espèce d'émail. La porcelaine, la poterie, les briques, les tuiles, etc., sont principalement formées par des composés de ce genre. On peut également combiner l'alumine et la potasse solides en les faisant chauffer dans un creuset. Si l'on verse de l'eau de chaux, de l'eau de baryte ou de l'eau de strontiane, dans un mélange de silicate et d'aluminate de potasse, on obtient des précipités composés de silicate d'alumine, de silicate de chaux, de baryte ou de strontiane.

Usages. En s'unissant aux matières colorantes, l'hydrate d'alumine forme les *laques.* L'alumine des argiles joue un rôle important dans la végétation en condensant l'humidité atmosphérique et en retenant l'eau.

Caractères distinctifs. 1° L'hydrate d'alumine se dissout dans la potasse caustique; 2° il forme de l'alun avec l'acide sulfurique et la potasse; 3° chauffé fortement avec de l'azotate de cobalt, après avoir humecté le mélange, il se produit une masse d'un beau bleu, non fondue (*bleu Thénard*).

Préparation. Il suffit, pour obtenir l'alumine, de calciner dans un creuset de l'alun à base d'ammoniaque préalablement desséché : l'acide sulfurique et l'ammoniaque se dégagent, et l'alumine reste. On peut également se servir d'alun ordinaire formé de sulfate de potasse et d'alumine; le sulfate d'alumine se décompose seul, tandis que le sulfate de potasse reste indécomposé; mais comme ce dernier est soluble, en traitant le résidu de la calcination par l'eau, on parvient à l'enlever en totalité. On l'obtient à l'état d'*hydrate* en précipitant un sel d'alumine dissous par un excès de carbonate d'ammoniaque.

DES SELS D'ALUMINE.

On est loin d'avoir étudié tous les sels d'alumine. Leurs dissolutions ont, en général, une saveur styptique astringente. La *potasse* précipite l'alumine sous forme de gelée qui se dissout dans un excès de potasse. L'ammoniaque agit de même, mais le précipité est moins soluble dans un excès d'ammoniaque que de potasse. Le sesquicarbonate d'ammoniaque ne redissout pas le précipité d'*alumine* qu'il forme dans leurs dissolutions, et il se dégage de l'acide carbonique. Les dissolutions concentrées de sulfate de potasse ou de sulfate d'ammoniaque font naître, dans les dissolutions également concentrées des sels d'alumine, des cristaux d'alun. Les sulfures solubles en précipitent de l'hydrate d'alumine blanc, et il se dégage du gaz sulfhydrique. L'oxalate d'ammoniaque ne les précipite pas; calcinés avec une petite quantité d'azotate de

cobalt, ils donnent du *bleu Thénard* (voy. *Cobalt*). Aucun de ces sels, excepté le sulfate, n'est employé.

Sulfate neutre = $Al^2O^3, 3SO^3, 18HO$. — Il est constamment le produit de l'art; il rougit l'*infusum* de tournesol; on peut l'obtenir cristallisé en houppes soyeuses, ou en lames flexibles, nacrées et brillantes, douées d'une saveur aigre, styptique et sucrée, attirant l'humidité de l'air; 100 parties d'eau à 0° dissolvent 31,30 de ce sel anhydre et 86,85 du même sel cristallisé, tandis qu'à 100° elles dissolvent 89,11 du premier et 1131,98 du second. Si l'on fait cristalliser ces dissolutions à une basse température, le sel retient 27 équivalents d'eau; chauffé, il perd cette eau, et si la température est très-élevée, l'acide se volatilise ou se décompose en acide sulfureux et en oxygène; il ne reste que de l'alumine. On l'obtient en dissolvant dans l'acide sulfurique de l'alumine récemment précipitée et lavée. Il sert à former l'alun : il suffit pour cela de le mêler avec du sulfate d'ammoniaque ou du sulfate de potasse. On remplace aussi l'alun par lui dans quelques fabriques de toiles peintes, parce qu'il est plus économique et aussi avantageux. Il existe encore deux sulfates basiques, $2Al^2O^3, 3SO^3$ et $3Al^2O^3, 3SO^3$.

DES ALUNS.

Pendant longtemps on n'a donné le nom d'alun qu'aux sels doubles formés de *sulfate de potasse* et d'*alumine*, ou de *sulfate d'ammoniaque* et d'*alumine*, ou de *sulfate de soude* et d'*alumine*, ou bien à un sel triple composé de sulfate de *potasse*, d'*alumine* et d'*ammoniaque*. On a reconnu depuis que plusieurs *sesquioxydes* isomorphes avec l'*alumine* pouvaient jouer, vis-à-vis des sulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque, le même rôle que l'alumine, et constituer de nouveaux *aluns*, en sorte que le nombre de ces corps s'est considérablement accru. Afin de mieux me faire comprendre, je diviserai les sels qui peuvent entrer dans la composition des aluns en ceux qui ont pour base un métal combiné avec un équivalent d'oxygène, MO, et ceux dont la base renferme un équivalent et demi d'oxygène, M^2O^3.

Sels dont la base est MO.

Sulfate de potasse.	=	KO, SO^3
— de soude.	=	NaO, SO^3
— d'ammoniaque.	=	H^3Az, HO, SO^3
— de manganèse.	=	MnO, SO^3
— de fer.	=	FeO, SO^3

Sels dont la base est $M^2 O^3$.

Sulfate d'alumine........	=	$Al^2 O^3, 3 SO^3$
— de sesquioxyde de fer.	=	$Fe^2 O^3, 3 SO^3$
— de manganèse.....	=	$Mn^2 O^3, 3 SO^3$
— de chrome.......	=	$Cr^2 O^3, 3 SO^3$

On donnera donc aujourd'hui le nom d'*alun* à tout sulfate *double,* composé d'un sulfate dont la base est MO, et d'un autre dont la base est $M^2 O^3$, et comme tous les aluns cristallisés contiennent 24 équivalents d'eau, sauf celui d'ammoniaque, qui en renferme 25, on devra représenter celui de potasse et d'alumine par $KO, SO^3, Al^2 O^3, 3SO^3, 24 HO$, celui de soude et d'alumine par $NaO, SO^3, Al^2 O^3, 3 SO^3, 24 HO$, celui d'ammoniaque et d'alumine par $H^3 Az, HO, Al^2 O^3, 3 SO^3, 24 HO$ (1), celui de fer et de potasse par $KO, SO^3, Fe^2 O^3, 3 SO^3, 24 HO$, celui de potasse et de chrome par $KO, SO^3, Cr^2 O^3, 3 SO^3, 24 HO$, et celui de manganèse et de potasse par $KO, SO^3, Mn^2 O^3, 3 SO^3, 24 HO$, etc.; d'où il suit que tous les *aluns* ne contiennent pas nécessairement du sulfate d'alumine.

Les aluns cristallisent tous en cubes ou en octaèdres.

Alun de potasse et d'alumine, $KO, SO^3, Al^2 O^3, 3 SO^3, 24 HO$.—Il n'existe guère tout formé qu'en dissolution dans certaines eaux minérales et aux environs des volcans, principalement à la Solfatara; mais on trouve très-abondamment du *sous-sulfate d'alumine et de potasse :* il constitue des collines entières à la Tolfa, près de Civita-Vecchia, et à Piombino; il en existe aussi au Mont-Dore.

Il cristallise en octaèdres réguliers, transparents, incolores et légèrement efflorescents, d'une saveur à la fois acide, douceâtre et très-astringente; il rougit l'*infusum* de tournesol. Chauffé, il fond très-facilement dans son eau de cristallisation à 92°, et donne une masse connue autrefois sous le nom d'*alun de roche;* si l'on continue à chauffer, il se boursoufle, perd 10 équivalents d'eau à 100°, 9 autres à 120°; à 200° il n'en retient qu'un demi-équivalent; s'il est chauffé un peu plus, il est anhydre, et alors il a également perdu une certaine quantité de son acide; dans cet état, il est opaque et constitue l'*alun calciné* ou *brûlé,* que l'on emploie quelquefois comme corrosif; celui-ci, étant plus fortement chauffé, se décompose plus complétement et donne du

---

(1) J'ai déjà dit (voy. p. 425) que les sels ammoniacaux formés par un *oxacide* ne peuvent pas exister sans un équivalent d'eau; c'est là ce qui explique pourquoi l'alun ammoniacal renferme 25 équivalents d'eau.

gaz oxygène, du gaz acide sulfureux, de l'alumine et du sulfate de potasse; enfin, à une chaleur presque blanche longtemps prolongée, le sulfate de potasse se décompose lui-même, sous l'influenee de l'alumine, et l'on obtient de l'acide sulfurique, qui se volatilise, et un composé d'alumine et de potasse. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 2,10 d'alun anhydre et 3,90 d'alun cristallisé; à 100°, au contraire, elles dissolvent 74,53 du premier et 357,48 du second. S'il est à l'état d'alun calciné, il résiste longtemps à l'action de l'eau, et même ne se dissout pas complétement, parce que pendant la calcination, quelque ménagée qu'elle soit, une partie du sel se trouve transformée en sous-sulfate d'alumine et de potasse insoluble. Chauffé jusqu'au rouge avec du *charbon* très-divisé, l'alun à base de potasse se décompose et se transforme en une matière connue depuis longtemps sous le nom de *pyrophore de Homberg* (voy. p. 322). Si l'on fait bouillir une dissolution d'alun avec de l'alumine pure et en gelée, il se précipite une poudre blanche, insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et incristallisable, qui est connue sous le nom d'*alun saturé de sa terre.* L'alun a de nombreux usages : on s'en sert souvent comme mordant dans la teinture; il rend le suif plus dur, propriété qui le fait rechercher par les chandeliers; il est employé pour passer les peaux et les préserver des vers, pour coller le papier, pour clarifier certains liquides. Il doit être regardé comme un excellent astringent dont on peut tirer parti dans les hémorrhagies abondantes, continues et passives, principalement dans celles de l'utérus, dans les écoulements atoniques muqueux et séreux; on l'a également employé dans la colique des peintres. On l'administre à l'intérieur depuis 5 jusqu'à 40 centigrammes par jour, associé à quelque extrait astringent ou dans une potion, et on augmente la dose jusqu'à 2 ou 4 grammes; les pilules *teintes antihémorrhagiques* d'Helvétius sont composées d'alun et de sang-dragon. On emploie quelquefois l'alun en injection; il entre dans la composition de certains gargarismes toniques propres à raffermir les gencives et à faire cesser les angines catarrhales et atoniques; il fait aussi partie de quelques collyres.

Alun cubique ou *de Rome.*—Il diffère du précédent, parce qu'il est en cubes opaques, et parce qu'il contient un léger excès d'alumine. On l'obtient en versant dans une dissolution d'alun octaédrique, saturée à la température de 50°, du carbonate de potasse; il se précipite du sous-sulfate d'alumine que l'on redissout en agitant la liqueur; l'alun *cubique* cristallise par refroidissement; il ne renferme point de fer, ce qui le fait préférer à l'alun octaédrique pour la teinture; l'absence du fer

tient à ce qu'il ne se produit que dans des liqueurs qui renferment un excès d'alumine, et qui, par cela même, sont privées d'oxyde de fer.

Alun ammoniacal, $H^3Az, HO, SO^3, Al^2O^3, 3SO^3, 24HO$. — Celui-ci ressemble beaucoup à l'alun de potasse octaédrique; il en diffère pourtant, parce qu'il fournit de l'ammoniaque lorsqu'on le broie avec la chaux vive, et parce que, étant calciné fortement, il ne laisse que de l'alumine. Cent parties d'eau à 0° dissolvent 2,62 de cet alun anhydre et 5,22 du même cristallisé, tandis qu'à 100° elles dissolvent 70,83 du premier et 421,90 du second.

Alun de soude, $NaO, SO^3 Al^2O^3, 3SO^3, 24HO$. — Il est sous forme d'octaèdres, et offre la même saveur que l'alun de potasse, dont il partage presque toutes les propriétés; cependant il est beaucoup plus soluble dans l'eau. Il n'est pas employé.

Préparation de l'alun de potasse. On prépare ce sel par plusieurs procédés :

1° A la Solfatara, où l'on trouve des terrains qui contiennent de l'alun tout formé et effleuri, on traite ces terrains par l'eau qui dissout le sel : il suffit d'évaporer lentement le liquide dans des chaudières de plomb pour en obtenir des cristaux.

2° Lorsque la mine est pierreuse et insoluble dans l'eau, on peut la considérer comme étant formée d'alun, $KO, SO^3, Al^2O^3, 3SO^3$, plus, d'alumine hydratée, d'acide silicique, et d'un peu d'oxyde de fer, comme à la Tolfa, à Piombino, au Mont-Dore. On la fait chauffer dans des fours à une température qui n'est ni trop forte ni trop faible, et on l'expose à l'air pendant trente ou quarante jours, en ayant soin de l'arroser souvent pour en opérer la division et la transformer en une espèce de bouillie; passé ce temps, on la traite par l'eau chaude; on fait évaporer la liqueur et on obtient de très-beaux cristaux d'alun. Par la calcination, l'alumine se deshydrate et se combine avec l'acide silicique et l'oxyde de fer, formant ainsi une masse insoluble dans l'eau; alors l'alun seul est dissous par ce liquide. Cet alun est ordinairement coloré en rouge par du sesquioxyde de fer; mais comme ce corps est insoluble, il ne peut pas nuire dans l'application de l'alun à la teinture.

3° Si la mine est composée de sulfure de fer et d'argile (terre dans laquelle on trouve une assez grande quantité d'alumine et de matières bitumineuses), on a recours à un procédé particulier, à l'aide duquel on obtient à la fois de l'alun et de la couperose verte (sulfate de protoxyde de fer) : ce procédé est mis en usage dans les départements de l'Oise, de l'Aisne, de l'Aveyron, et dans la Belgique. On expose la mine à l'air, on l'humecte légèrement et on la laisse pendant un an; au bout de ce

temps, elle se trouve presque entièrement transformée en sulfate de protoxyde de fer et en sulfate d'alumine, changement qui annonce que l'oxygène de l'air a fait passer le soufre à l'état d'acide sulfurique, et le fer à l'état d'oxyde; on la traite par l'eau, qui dissout les deux sels; on fait évaporer le liquide dans des chaudières de plomb, et l'on obtient des cristaux de *sulfate de protoxyde de fer,* et un sulfate double d'alumine et de fer, qui constitue ce que l'on appelle l'*alun de fer;* le sulfate d'alumine, déliquescent et difficilement cristallisable, reste dans la liqueur; on le fait chauffer avec du sulfate de potasse en poudre, qui le transforme en *alun,* que l'on obtient cristallisé; il faut faire dissoudre et cristalliser de nouveau cet alun, si on veut l'avoir bien pur. Les eaux mères, qui contiennent encore une certaine quantité de ces deux sels, sont évaporées et traitées de nouveau par le sulfate d'ammoniaque ou de potasse, pour en obtenir une nouvelle portion d'alun et de couperose.

La mine que l'on a fait effleurir à l'air, et dont on a séparé les sels par l'eau, renferme encore un peu de sulfure de fer et beaucoup d'argile; on y met le feu, soit que le minerai puisse s'enflammer spontanément, ou qu'il ait été mélangé avec du bois; le soufre passe à l'état d'acide sulfurique, qui se porte tout entier sur l'alumine; en sorte que l'on obtient une nouvelle quantité de sulfate acide d'alumine, avec lequel on peut faire de l'alun, au moyen du sulfate de potasse.

Si les schistes alumineux appartiennent aux terrains de transition, on les soumet à un grillage qui rend leur oxydation plus rapide; pour opérer ce grillage, on emploie la houille.

4° On peut aussi se procurer de l'alun en faisant calciner dans un four des argiles qui contiennent une petite quantité de carbonates de chaux et de fer; en effet, par la calcination, l'oxyde de fer se trouve porté au *summum* d'oxydation, et devient presque insoluble dans les acides faibles; en sorte que le produit, pulvérisé et chauffé avec la moitié de son poids d'acide sulfurique à 1,45 de densité, donne une masse que l'on chauffe dans un autre four jusqu'à ce que l'acide sulfurique commence à se dégager; quand cette masse est refroidie, on l'abandonne à elle-même pendant plusieurs jours, puis on la traite par l'eau qui dissout le sulfate d'alumine; en ajoutant à cette dissolution du sulfate de potasse ou du chlorure de potassium, on obtient de l'alun. Si, comme il arrive souvent, le sulfate d'alumine contenait un sel de fer, il faudrait, avant de le transformer en alun, précipiter le fer au moyen du cyanure de potassium et de fer.

DU VERRE ET DU CRISTAL.

Le verre est un composé de silicate de potasse ou de soude avec un ou plusieurs des silicates suivants : silicate de chaux, silicate de magnésie, silicate de baryte, silicate d'alumine, silicate de fer. Le *cristal* est composé de silicate de potasse et de silicate de plomb.

Les verres sont durs, transparents, cassants, sonores, et plus ou moins fusibles ; en général la potasse, la soude et l'oxyde de plomb, augmentent leur fusibilité ; l'alumine et la chaux la diminuent. Les verres à base de soude sont plus fusibles que ceux à base de potasse. Ils sont insolubles dans l'eau ; toutefois, à la longue, l'eau tend à les décomposer en silicates alcalins solubles, et en silicates terreux insolubles. Les acides tendent à s'emparer des bases des verres en mettant à nu l'acide silicique. L'acide fluorhydrique les décompose tous instantanément, en donnant naissance à du gaz fluosilicique et à des fluorures.

Composition des verres.

Verre de Bohême. Acide silicique, 71,6 ; chaux, 10 ; potasse, 11 ; magnésie, 2,3 ; alumine, 2,2 ; oxyde de fer, 3,9 ; oxyde de manganèse, 0,2. Il peut être représenté par $CaO, 2\,SiO^3, KO, 2\,SiO^3$. Il est très-difficilement fusible, parce qu'il contient beaucoup d'acide silicique. On le préfère à tous les autres pour fabriquer les tubes qui servent à faire des analyses organiques.

Verre à vitres. Acide silicique, 69,65 ; chaux, 13,31 ; soude, 15,22 ; alumine, 1,82.

Verre à glaces. Acide silicique, 75,9 ; chaux, 3,8 ; soude, 17,5 ; alumine, 2,8. Il présente toujours cette teinte verte qui caractérise tous les verres à base de soude.

Verre à bouteilles. Acide silicique, 53,55 ; chaux, 29,22 ; potasse, 5,48 ; alumine, 6,01 ; oxyde de fer, 5,74. Sa coloration est due au protoxyde de fer ou à l'oxyde intermédiaire.

Crown glass anglais. Acide silicique, 62,8 ; chaux, 12,5 ; potasse, 22,1 ; alumine, 2,6. Il doit être incolore et parfaitement limpide ; il sert à faire les instruments d'optique.

Cristal. Acide silicique, 56,0 ; chaux, 2,6 ; potasse, 8,9 ; oxyde de plomb, 32,5. Si, dans la préparation du cristal, on préfère le minium à la litharge, c'est que le premier est plus pur et qu'il ne renferme jamais de plomb métallique : or le plomb aurait l'inconvénient de décomposer

le carbonate de potasse que le cristal *contient toujours*, et de produire des bulles d'oxyde de carbone qui, se renouvelant sans cesse dans la masse vitreuse, rendraient le raffinage du cristal très-difficile (Clémandot et Frémy).

Flint glass. Acide silicique, 42,5; chaux, 0,5; potasse, 11,7; alumine, 1,8; oxyde de plomb, 43,5. Il sert en optique.

Strass incolore. Acide silicique, 38,2; potasse, 7,8; alumine, 1; oxyde de plomb, 53. On l'emploie pour imiter les diamants.

Fabrication du verre.

On fait fondre dans un four à verrerie les matériaux propres à confectionner les différents verres, et qui varient suivant l'espèce; ces matériaux ne sont pas toujours employés dans l'état où ils existent dans les verres; ainsi, pour ne citer qu'un exemple, au lieu de potasse, de soude et de chaux, on fait usage des carbonates de ces bases, et même des sulfates. Il ne sera pas inutile d'entrer à cet égard dans quelques détails. — *Acide silicique.* On emploie le sable, et quelquefois le quartz; si le sable contient trop d'oxyde de fer, on ajoute du charbon qui réduit cet oxyde, et il se forme un silicate de protoxyde de fer; celui-ci donnerait au verre une teinte verte très-foncée, ce qui serait un inconvénient; en ajoutant une certaine quantité de bioxyde de manganèse, le silicate de protoxyde passe à l'état de silicate de sesquioxyde à peine coloré; si l'on employait trop de bioxyde, le verre serait violet. — *Potasse, soude, chaux.* On se sert de carbonates de ces bases qui sont décomposés sous l'influence de la chaleur par l'acide silicique, et transformés en silicates; l'acide carbonique est dégagé; on remplace souvent le carbonate de soude par le sulfate, qui est d'un prix moins élevé; mais alors il faut employer 1 partie de charbon pour 13 parties de ce sulfate : le charbon enlève une partie de l'oxygène à l'acide du sulfate, et permet à l'acide silicique de se combiner avec la soude; toutefois le verre est plus beau quand il a été préparé avec le carbonate de soude. Pour éviter tous les défauts du verre, il faut produire dans les fours une température aussi élevée que possible.

Verres colorés. On obtient le *bleu saphir* avec l'oxyde de cobalt; le *bleu céleste*, avec le bioxyde de cuivre; le *rouge-pourpre*, avec le protoxyde de cuivre; le *vert d'herbe*, avec le sesquioxyde de chrome; le *vert-bouteille*, avec l'oxyde de fer des batitures; le *vert-émeraude*, avec un mélange d'oxydes de nickel et d'urane; le *jaune-serin*, avec l'oxyde d'urane; le *violet*, avec le bioxyde de manganèse; les *roses* ou *pourpres*,

avec l'or dissous dans l'eau régale, ou avec le pourpre de Cassius; le verre *ambré,* avec le chlorure d'argent. Lorsque le verre est fondu, on y ajoute une petite quantité de l'une ou de l'autre de ces matières colorantes.

Strass colorés. On fait fondre le strass incolore avec des oxydes métalliques. *Topaze artificielle :* On prend strass incolore, 1000 parties; verre d'antimoine, 40 p., pourpre de Cassius, 1. *Rubis artificiel :* strass incolore, 8 p.; topaze artificielle, 1 p. *Émeraude artificielle :* strass incolore, 1000 p.; bioxyde de cuivre pur, 8 p.; oxyde de chrome, 0,2. *Saphir artificiel :* strass incolore, 1000 p.; oxyde de cobalt, 15 p. *Améthyste artificielle :* strass incolore, 1000 p.; bioxyde de manganèse, 8; oxyde de cobalt, 5; pourpre de Cassius, 0,2. *Aigue-marine artificielle :* strass incolore, 1000 p.; verre d'antimoine, 7 p.; oxyde de cobalt, 0,4. *Grenat styrien artificiel :* strass incolore, 1000 p.; verre d'antimoine, 500 p.; pourpre de Cassius, 4 p.; oxyde de mangansée, 4.

Gravure sur verre. On peut graver sur le verre par le procédé suivant : on met dans un petit vase de plomb le mélange propre à dégager l'acide fluorhydrique (fluorure de calcium et acide sulfurique); d'une autre part, on applique sur la lame de verre sur laquelle on veut graver une couche de mastic composé de 3 parties de cire et d'une partie de térébenthine. Aussitôt que cette couche est refroidie, on trace avec un burin le dessin que l'on se propose d'obtenir : pour cela, on enlève une portion de mastic, afin de mettre à nu les parties du verre qui doivent donner ce dessin; alors on recouvre avec la lame de verre le vase de plomb d'où se dégagent les vapeurs d'acide fluorhydrique; celui-ci n'attaque que les portions de verre découvertes; il les dépolit et les décompose; on fait fondre le mastic pour le détacher, et l'on achève les traits du dessin avec le burin.

Théorie. L'acide fluorhydrique est formé de fluor et d'hydrogène: l'hydrogène se combine avec l'oxygène de l'acide silicique pour former de l'eau; tandis que le fluor, s'unissant au silicium, donne naissance à de l'acide fluosilicique (voy. p. 224).

On emploie aussi l'acide fluorhydrique pour tracer les divisions sur les tiges des thermomètres et sur les cloches.

DE LA POTERIE.

On donne le nom de *poterie* aux vases faits avec de la terre argileuse cuite. Toutes les poteries sont essentiellement formées d'alumine et d'acide silicique; quelques-unes d'entre elles contiennent de la chaux et

du fer oxydé, de la potasse, de la soude, de la baryte et de la magnésie. Les principales variétés de poterie sont : 1° les grès, les faïences, les alcarazas, les creusets, les briques, les carreaux, les tuiles, etc., qui sont principalement formés de silicates de chaux et d'alumine, et souvent d'oxyde de fer ; 2° la porcelaine dure ou chinoise (silicate d'alumine et de potasse (voy. p. 454) ; 3° la porcelaine tendre, qui comprend la porcelaine anglaise et l'ancienne porcelaine de Sèvres (silicate d'alumine, de soude et de chaux) ; 4° la porcelaine de Piémont (silicate d'alumine et de magnésie). Je vais jeter un coup d'œil sur les diverses préparations générales que l'on fait subir aux terres à poterie lorsqu'on veut en faire des vases. 1° On les lave pour en séparer les parties grossières, et surtout l'excès d'acide silicique ; 2° on les mêle avec diverses espèces de terres ou de ciments, pour en faire une pâte ; 3° on laisse macérer la pâte, on la broie, on la corroie, c'est-à-dire on l'étend en la comprimant et la repliant sur elle-même plusieurs fois pour lui donner du liant et de l'homogénéité ; 4° on fait les pièces ; 5° on les cuit pour les rendre plus denses et plus dures ; 6° on recouvre la plupart d'entre elles d'une couverte que l'on appelle *vernis*, et qui n'est autre chose qu'un verre métallique ou terreux, coloré ou incolore, transparent ou opaque, et très-fusible. Les principaux vernis sont le feldspath, les ponces, le sel marin, les alcalis, l'acide borique, le phosphate de chaux, le sulfate de baryte, les silicates de plomb, l'acide stannique, les sulfates métalliques, les oxydes de plomb, de manganèse et de cuivre.

GRÈS. — FAIENCES. — ALCARAZAS. — CREUSETS. — TUILES. — CARREAUX. — BRIQUES.

Grès. — On donne ce nom aux poteries à pâte compacte et opaque faisant feu avec le briquet, et que le fer ne raye point. Ils diffèrent des *porcelaines* en ce qu'ils contiennent un peu d'oxyde de fer qui les colore, et en ce qu'ils ne renferment ni potasse ni soude. On les obtient soit en chauffant à une température très-élevée de l'argile pure, soit en faisant fondre divers argiles avec de la chaux, de la baryte, de la strontiane ou de l'oxyde de fer, et même de l'oxyde de manganèse. Les *grès* colorés de *Wedgwood* contiennent de la baryte ou de la strontiane.

Faïences.—Le caractère distinctif des faïences est d'avoir une pâte toujours opaque, et de se cuire convenablement sans éprouver de ramollissement. Dans cette classe, se trouvent la *faïence fine* et la *faïence commune*.

Faïence fine. Elle comprend la *poterie fine*, la *terre anglaise*, la *terre blanche* et la *terre de pipe*. La pâte de ces faïences est composée de quatre cinquièmes d'argile blanche liante, contenant peu de sable, ne renfermant point d'oxyde de fer, peu fusible, et d'un cinquième de silex noir, ou de cailloux préalablement chauffés au rouge. Après avoir laissé évaporer l'eau de cette pâte, on la cuit et on la couvre d'un vernis composé d'acide silicique, de potasse, ou de soude et de minium (oxyde rouge de plomb), et quelquefois d'acide stannique (bioxyde d'étain); pour cela, on fond ces substances et l'on broie finement le verre obtenu; puis on suspend la poudre dans l'eau en agitant, et au moyen d'un peu d'argile. On plonge ensuite, pendant quelques instants, dans cette eau trouble, les pièces sèches et poreuses que l'on veut enduire de vernis; par ce moyen, la poudre s'applique à la surface de la faïence; on soumet ensuite la pièce à l'action du feu pour fondre le vernis. Ordinairement les assiettes ou autres pièces de *pipe* sont moins cuites que les autres, et presque toujours sans couverte ou vernis; elles ne contiennent pas non plus de sable ni de silex, mais bien du ciment, qui provient de pipes cuites et cassées: l'argile dont on les fait doit être lavée et épluchée, ensuite bien battue, très-divisée, enfin pétrie et corroyée avec le plus grand soin. Si l'on veut vernir la pipe pour éviter qu'elle ne s'attache aux lèvres et qu'elle ne se salisse promptement, on la plonge dans un mélange de savon, de cire blanche et de gomme arabique, fondu dans l'eau, puis on la frotte avec une flanelle.

Faïence commune. Elle peut être avec ou sans couverte. A. *Avec couverte.* La pâte est rouge ou jaunâtre, ordinairement poreuse, composée d'une argile souvent ferrugineuse, quelquefois calcaire, et d'un sable ferrugineux et quelquefois argileux. On la fait cuire après en avoir laissé écouler l'eau, puis on la recouvre d'un vernis composé de 20 à 25 parties d'étain et de 100 parties de plomb pour la belle faïence, et seulement de 14 à 15 parties d'étain pour la faïence très-commune; ces métaux sont oxydés par l'air, et mêlés avec une fritte obtenue avec du sable blanc et du sel commun. Ce vernis s'applique sur le biscuit absorbant comme celui de la faïence fine. Quelquefois, lorsque la faïence est très-commune, le vernis qui la recouvre est presque entièrement formé d'oxyde de plomb fondu, mêlé d'oxyde de cuivre et d'oxyde de manganèse; les aliments acides, les graisses, etc., peuvent attaquer cette couverte et contracter des qualités vénéneuses. B. *Sans couverte.* Ce sont les *poteries rouges*, telles que les pots à fleurs, les terrines et autres poteries communes, les vases étrusques, etc. L'argile qui les constitue est ferrugineuse et dégraissée par du sable ou du ciment de la même poterie.

Si ces vases sont destinés à recevoir de l'eau, leur intérieur *seulement* est enduit d'un vernis plombifère pour empêcher l'eau de traverser leurs pores. On applique souvent à leur surface externe des couleurs métalliques qu'il suffit de faire fondre.

Creusets.—Ils sont de plusieurs sortes. A. *Creusets à graphite.* Outre la pâte ordinaire dont je vais parler, ils contiennent du graphite; ils sont excellents, parce qu'ils supportent de hautes températures sans se fondre, qu'ils ne cassent pas au feu, et qu'ils résistent à l'action de beaucoup de corps. B. *Creusets de porcelaine* (voy. *Porcelaines*). Ils sont imperméables, mais très-cassants. C. *Creusets à pâte grossière* ou *creusets de Hesse,* composés de 709 d'acide silicique, de 248 d'alumine, de 38 d'oxyde de fer, et de quelques traces de magnésie. On les prépare avec une argile très-riche en alumine et au moins le double de sable quartzeux; ils résistent très-bien aux changements de température, et sont infusibles; cependant ils sont attaqués par la litharge et les oxydes métalliques très-fusibles. A part la grande quantité d'acide silicique qu'ils renferment, ils offrent encore l'inconvénient d'être traversés par presque tous les sels en fusion, tant ils sont *poreux.* On fait aussi des creusets avec 2 parties d'argile pure et 1 partie de ciment très-cuit de cette même argile; ils résistent beaucoup plus à l'action des verres alcalins, à la fusion desquels ils servent.

Tuiles, carreaux et autres terres cuites. — On les prépare avec toute espèce de terre argileuse que l'on fait cuire; si on veut leur donner une couleur *gris de fer,* on les enfume à une chaleur rouge, en jetant dans le foyer de petits fagots de bois vert munis de leurs feuilles.

Briques.— On peut en faire avec l'argile qui se dépose au fond des rivières, avec la terre végétale jaunâtre, etc. Quand l'argile est trop tenace, il faut y ajouter du sable; d'autres argiles sont quelquefois mêlées avec des cendres de houille passées au tamis. Si on veut obtenir de la brique à *construction,* elle n'a besoin que d'une faible cuisson; si on doit les employer pour faire des tuyaux de cheminée, il faut une argile capable de résister au feu, et la cuisson doit être complète.

DES PORCELAINES.

Le caractère essentiel des porcelaines est d'avoir une pâte qui se ramollit en cuisant, et qui acquiert une certaine demi-transparence.

Porcelaine dure ou chinoise. Elle est formée de *kaolin,* $SiO^3, Al^2O^3, 2HO$, espèce de sable argileux, infusible, conservant au plus grand feu sa couleur blanche, et d'un fondant appelé *pétunzé,* sorte de roche feld-

spathique quartzeuse. Ces matières se trouvent abondamment à Saint-Yriex-la-Perche, près Limoges. La formule la plus générale du feldspath *orthose* est $SiO^3, Al^2O^3, 3SiO^3, KO, NaO, CaO, MgO$. Tout en admettant que le feldspath *orthose* est en général composé de silicate d'alumine et de potasse, il n'en est pas moins vrai qu'il arrive souvent qu'une partie de la base alcaline est remplacée par de la soude, de la chaux et de la magnésie. On sait, par les expériences de Brongniart, que les *kaolins* proviennent de la décomposition des roches *feldspathiques* qui se sont transformées en silicate de potasse soluble dans l'eau, et en silicate d'alumine basique qui constitue ces kaolins.

Porcelaine tendre. Elle comprend l'ancienne porcelaine *tendre* de Sèvres et la porcelaine *tendre* anglaise. Leur pâte est translucide, plus fusible, moins dure et moins fragile que la précédente; elle est formée d'une fritte vitreuse, rendue opaque et moins fusible par l'addition d'une marne blanche; son vernis est composé d'acide silicique, d'alcali et d'oxyde de plomb. On n'en fabrique plus à Sèvres, mais on en fait beaucoup à Tournay et en Angleterre. Les restaurateurs de Paris n'emploient que la porcelaine tendre de Tournay. La pâte de cette dernière est formée, d'après Berthier, de 753 d'acide silicique, de 82 d'alumine, de 59 de soude, de 100 de chaux, et de 6 d'eau (voy. l'article *Argile* du *Dictionnaire des sciences naturelles*, par Brongniart).

DE L'YTTRIUM. Y. Équivalent = 402,57. — DU TERBIUM ET DE L'ERBIUM.

Il résulte des expériences publiées en 1844 par M. Mosander, que la substance considérée jusqu'à présent par les chimistes comme de l'yttria (oxyde d'yttrium) n'est pas un oxyde unique, mais bien un mélange de trois oxydes au moins, savoir : les oxydes d'*yttrium*, de *terbium* et d'*erbium*. De nouvelles recherches étant encore nécessaires pour éclairer l'histoire de ces corps, je décrirai l'yttrium et ses composés tels qu'ils étaient connus avant les travaux de Mosander, publiés dans le numéro d'août 1844 des *Annales de chimie et de physique*.

L'*yttrium* a été obtenu à peu près à la même époque, par MM. Bussy et Wöhler, en décomposant le chlorure d'yttrium par le potassium. D'après ce dernier chimiste, il est sous forme d'une poudre luisante, d'un gris noir, composé d'écailles d'un noir de fer, avec un éclat métallique parfait; il paraît être cassant. Il ne s'oxyde ni dans l'air ni dans l'eau à la température ordinaire, mais il décompose l'eau entre 100° et 200°. Chauffé

jusqu'au rouge à l'air libre, il prend feu, brûle d'un éclat très-éblouissant, et se change en oxyde d'yttrium.

DE L'OXYDE D'YTTRIUM (YTTRIA).

L'*oxyde d'yttrium,* YO, existe à Ytterby et à Fahlun en Suède; il entre dans la composition de plusieurs minéraux, tels que l'orthite, le pyrothite. Il est d'un blanc de lait, insipide, d'une densité de 4,842, infusible; il peut se combiner avec les acides, surtout lorsqu'ils sont étendus, et donner des sels. On l'obtient en traitant les minerais qui le contiennent par l'eau régale, et précipitant par le carbonate d'ammoniaque tous les autres corps, excepté l'oxyde d'yttrium, qui reste en dissolution; on filtre, et par l'évaporation de la liqueur on obtient l'oxyde d'yttrium.

DES SELS CONTENANT DE L'OXYDE D'YTTRIUM (YTTRIA), ET DES OXYDES DE TERBIUM ET D'ERBIUM.

Ces sels ont une saveur sucrée lorsqu'ils sont solubles dans l'eau. Leurs dissolutions donnent avec la potasse un précipité blanc, insoluble dans un excès d'alcali; le carbonate d'ammoniaque les précipite aussi en blanc, mais il redissout le précipité lorsqu'on en met un excès; l'acide sulfhydrique et l'infusion de noix de galle ne les troublent pas; le cyanure jaune de potassium et de fer les précipite en blanc. Ils n'ont point d'usages, et ne se trouvent pas dans la nature.

Chlorure. Il est déliquescent et ne paraît pas volatil.

Sulfate. Il cristallise en petits cristaux compactes incolores.

Les *sels de terbium* ont une saveur sucrée et astringente; desséchés, ils offrent une couleur améthyste. Le *sulfate* est efflorescent.

L'*oxyde d'erbium* anhydre est d'un jaune foncé; il se décolore dans un courant d'hydrogène, et redevient jaune si on le chauffe au contact de l'air. *Sulfate*. Il est incolore, cristallisable, et inaltérable à l'air.

Pour séparer de l'yttria les trois oxydes, on la traite par l'acide sulfurique étendu, qui ne dissout que l'oxyde d'yttrium. Les oxydes de terbium et d'erbium insolubles sont ensuite dissous dans l'acide azotique; on verse dans la liqueur du sulfate de potasse, qui précipite l'oxyde d'*erbium* à l'état de sel double insoluble, tandis qu'il forme avec celui de *terbium* un sel double soluble. On décompose séparément les deux sels doubles par la potasse, et l'on obtient les deux oxydes d'erbium et de terbium.

DU GLUCYNIUM. Gl. **Équivalent** = 87,06.

Ce métal entre dans la composition d'un oxyde découvert par Vauquelin en 1797, et nommé glucyne. On l'obtient en décomposant le chlorure de glucynium par le potassium (Wöhler). Il est en poudre d'un gris foncé, prenant l'éclat métallique lorsqu'on le frotte avec l'ongle ou le brunissoir. L'air n'a aucune action sur lui à froid; si, au contraire, on élève la température, il absorbe l'oxygène, avec un dégagement de calorique et de lumière assez intense, et donne naissance à de la glucyne, qui est une base assez énergique, s'unissant très-bien aux acides. Il ne décompose l'eau qu'à la température de l'ébullition. Ses caractères le rapprochent beaucoup de l'aluminium.

DE L'OXYDE DE GLUCYNIUM. $Gl^2 O^3$.

Il existe dans le chrysobéril, la phénacite, l'émeraude, l'euclase, la gadolinite, la leucophane et l'helvine. Il est blanc, pulvérulent, doux au toucher, sans odeur ni saveur, insoluble dans l'eau, d'une densité de 3,0 environ, et soluble dans une dissolution de potasse et de soude caustiques; il se carbonate à l'air. On l'obtient en calcinant l'émeraude finement pulvérisée avec trois fois son poids de potasse caustique, et en décomposant le produit par l'acide chlorhydrique, qui laisse l'acide silicique indissous; la liqueur chlorhydrique, mêlée avec un excès de carbonate d'ammoniaque, donne un précipité de chaux, d'alumine et d'oxyde de chrome, tandis que la glucine reste en dissolution; il suffit de chauffer celle-ci pour volatiliser le carbonate d'ammoniaque; le carbonate de glucine précipité est ensuite calciné et donne la glucyne pure.

DES SELS DE GLUCYNE.

Les sels de glucyne solubles ont une saveur douce, astringente; la potasse et la soude en précipitent la glucyne, qui se dissout dans un excès de ces alcalis; l'ammoniaque y fait naître un précipité blanc gélatineux, soluble dans un excès de *carbonate* d'ammoniaque. Ils ne donnent point d'alun avec le sulfate de potasse; ils ne deviennent pas bleus, comme les sels d'alumine, quand on les calcine avec l'azotate de cobalt.

DU THORINIUM. Th. **Équivalent** = 744,90.

Ce métal, découvert par Berzelius en 1830, existe à l'état d'oxyde dans la *thorite* et dans le *pyrochlor*. Il est en poudre de couleur gris de plomb,

susceptible de prendre l'éclat métallique; il se combine avec l'oxygène au-dessous du rouge, et brûle avec éclat. On l'obtient en décomposant le chlorure de thorinium par le potassium.

DE L'OXYDE DE THORINIUM (THORINE).

L'*oxyde de thorinium*, ThO, est blanc, d'une densité de 9,402, infusible, insoluble dans l'eau, pouvant former un hydrate, ThO, HO, insoluble dans les acides, quand il a été calciné, excepté dans l'acide sulfurique. On l'obtient en calcinant le sulfate de thorine.

DES SELS DE THORINE.

Ils sont incolores, d'une saveur astringente, et décomposables par le feu; ils sont précipités en blanc par la potasse et la soude; la thorine déposée est insoluble dans un excès de ces réactifs: l'ammoniaque les précipite même quand ils sont acides, ce qui n'a pas lieu avec les sels de magnésie; le cyanure jaune de potassium et de fer, et l'acide oxalique, les précipitent en blanc. Ils sont sans usages.

Le *sulfate* présente une anomalie: il est très-soluble dans l'eau froide, tandis qu'il est presque insoluble dans l'eau bouillante; aussi le carbonate d'ammoniaque dissout-il très-bien l'oxyde de thorinium à froid, comme l'oxyde de zirconium et l'oxyde d'yttrium, tandis qu'il les précipite par la chaleur de l'ébullition.

DU ZIRCONIUM. Zr. Équivalent = 420.

Le *zirconium*, obtenu par Berzelius en 1824, existe dans le zircon et dans l'hyacinthe. Il est sous forme d'une poudre grise noirâtre, qui prend de l'éclat sous le brunissoir, difficilement fusible, s'enflammant au-dessous du rouge, au contact de l'air, qui le fait passer à l'état d'oxyde (zircone); il n'est guère attaqué que par l'acide fluorhydrique.

On l'obtient en traitant à une chaleur rouge par du potassium le fluorure double de zirconium et de potassium.

DE L'OXYDE DE ZIRCONIUM (ZIRCONE).

L'*oxyde de zirconium*, Zr^2O^3, découvert en 1789 par Klaproth, est blanc, insipide, inodore, insoluble dans l'eau, infusible à la température de nos fourneaux, soluble dans les acides quand il est hydraté, inso-

luble, excepté dans l'acide sulfurique, s'il a été calciné au rouge. On l'obtient en calcinant les hyacinthes avec le triple de leur poids de carbonate de potasse.

DES SELS DE ZIRCONE.

Ils sont incolores et d'une saveur astringente, sans arrière-goût métallique; la potasse, le soude et l'ammoniaque, en précipitent la zircone, insoluble dans un excès de ces réactifs; le cyanure de potassium et de fer, ainsi que l'acide sulfhydrique, ne les précipitent pas; le sulfate de potasse, en dissolution concentrée et en excès, y fait naître, au bout de quelque temps, un précipité blanc, peu soluble dans l'eau et dans les acides, quand il s'est formé à chaud.

DU CÉRIUM.

On n'a jamais trouvé le cérium à l'état natif; mais il fait partie: 1° de plusieurs minéraux, tels que la cérite, l'ytterbite, l'allanite et l'ortite, qui renferment du silicate de protoxyde de cérium uni ou non à du fer et à de la chaux; 2° de l'yttriocérite, composé de fluorures de cérium, d'yttrium et de calcium; 3° du fluorure de cérium. Ces divers minéraux se trouvent particulièrement en Suède et au Groenland.

On a cru pendant longtemps que le cérium qui existe dans la cérite constituait un métal particulier; mais on sait depuis 1839 que le métal décrit sous le nom de *cérium* renferme du *lanthane* et du *didyme* (Mosander). Voici la description du cérium, telle qu'elle était donnée avant 1839:

Il est pulvérulent, d'un rouge brun ou chocolat foncé, susceptible d'acquérir par le frottement un éclat grisâtre; son poids spécifique est inconnu; il est très-difficile à fondre au feu de nos forges: cependant la cérite fond et se réduit avec la plus grande facilité à l'aide du chalumeau à gaz (Clarke); l'air atmosphérique et le gaz oxygène, à une température élevée, le font brûler et passer à l'état de sesquioxyde blanc; on peut, par des moyens indirects, l'unir à plusieurs corps simples; il donne naissance, par sa combinaison avec l'oxygène, à deux oxydes, un protoxyde et un sesquioxyde.

Extraction. On l'obtient en chauffant l'oxyde de cérium dans un creuset brasqué.

DES SELS FORMÉS PAR UN MÉLANGE DE PROTOXYDE DE CÉRIUM, DE LANTANE ET DE DIDYME.

Ils sont incolores, d'une saveur sucrée; la plupart sont solubles dans l'eau; ils rougissent le tournesol et précipitent en blanc par les alcalis, par les carbonates, par les sulfures de potassium et de sodium, par le cyanure jaune de potassium et de fer; la noix de galle et l'acide sulfhydrique ne les précipitent pas; le zinc, le fer et l'étain, n'opèrent point la réduction du métal.

DES SELS FORMÉS PAR UN MÉLANGE DE SESQUIOXYDE DE CÉRIUM, DE LANTANE ET DE DIDYME.

Ils ont une couleur jaune ou jaune-orange et une saveur douce aigrelette fortement astringente; les alcalis en précipitent du sesquioxyde jaune clair hydraté; l'acide chlorhydrique bouillant les change en sels de protoxyde incolores; ils précipitent en blanc par les carbonates, par les sulfures, par le cyanure jaune de potassium et de fer; la noix de galle, l'acide sulfhydrique, le zinc, le fer et l'étain, agissent sur eux comme sur les sels de protoxyde.

Voici maintenant des faits pouvant servir à élucider l'histoire de ces métaux, d'après Mosander, qui est parvenu à séparer les *oxydes* de ces trois métaux.

PROTOXYDE DE CÉRIUM. CeO.

Il est blanc, et *devient jaune au contact de l'air* ou par l'action du chlore. On l'obtient en précipitant le protochlorure par l'ammoniaque caustique.

Sesquioxyde, Ce^2O^3. — *Anhydre*, il est rouge-brique; *hydraté*, il est gélatineux et d'un jaune clair. On l'obtient sous ce dernier état en décomposant par la potasse un sel de sesquioxyde. Ces deux oxydes forment des sels avec l'acide sulfurique. Le sulfate de protoxyde est *rose pâle*, celui de sesquioxyde est *jaune-citron*.

OXYDE DE LANTANE. LaO.

Il est d'un blanc légèrement jaunâtre *et ne change pas de couleur à l'air;* il se dissout dans les acides concentrés ou étendus, même après

avoir été calciné, et donne des sels *incolores*. On le prépare en calcinant le carbonate de lanthane.

OXYDE DE DIDYME. DO.

Hydraté, il est violet, et d'un gris verdâtre quand il est *anhydre ;* il est insoluble dans l'eau et soluble dans les acides étendus, et donne des dissolutions *rouges* tirant sur le *bleu*. On l'obtient en précipitant par la potasse caustique le sulfate de didyme.

DU MANGANÈSE. Mn. Équivalent = 344,7.

Le manganèse n'a jamais été trouvé dans la nature à l'état natif; il y existe combiné : 1° avec l'oxygène, 2° avec le soufre ; 3° avec l'oxygène et l'acide carbonique, l'acide phosphorique, l'acide tungstique ou l'acide silicique. Il est solide, d'un gris blanc, beaucoup plus brillant que le fer, très-cassant, très-dur et grenu ; son poids spécifique est de 7,05, d'après Berthier. Il est aussi difficilement fusible que le fer. S'il a le contact de l'*air* ou du gaz *oxygène,* il s'oxyde avec dégagement de calorique et de lumière, lance en tous sens des étincelles, et se transforme, si la température est très-élevée, en un oxyde brun composé de 2 équivalents de protoxyde et d'un de bioxyde ; ces gaz *humides* le font également passer à l'état d'oxyde à la température ordinaire, mais beaucoup plus lentement et sans dégagement sensible de calorique et de lumière.

L'*hydrogène* et le *bore* n'exercent sur lui aucune action. Le *carbone* se combine avec lui ; du moins lorsqu'on réduit les oxydes de manganèse par le charbon, obtient-on un culot métallique toujours carburé. Le *phosphore* peut s'unir avec lui à une température élevée, et donner un phosphure blanc, brillant, très-cassant, plus fusible que le manganèse, qui se transforme en phosphate lorsqu'on le fait chauffer avec du gaz oxygène ou de l'air. En chauffant un mélange de *soufre* et de protoxyde de manganèse, on obtient un protosulfure vert, terne, insipide, plus fusible que le manganèse, inaltérable à l'air, indécomposable par la chaleur, à moins qu'il ne soit en contact avec l'air ou avec le gaz oxygène ; car alors il passe à l'état de sulfate ou de sesquioxyde, suivant que la température est plus ou moins élevée, et il se dégage du gaz acide sulfureux ; si le protosulfure a été obtenu par la voie humide en versant du sulfure de potassium dans un sel de protoxyde de manganèse, il est hydraté et blanc rosé.

L'*iode* fournit avec le manganèse un proto et un biiodure de ce métal (Wöhler, *Ann. de chim. et de phys.,* janv. 1828).

Chauffé et mis en contact avec le *chlore* gazeux, le manganèse l'absorbe, rougit, et se transforme en *chlorure* de manganèse solide, verdâtre, squameux, brillant et fusible. A l'état d'hydrate, ce protochlorure, MnCl,6HO, qui est toujours le produit de l'art, est d'un blanc rosé; sa saveur est styptique; il cristallise en tables quadrilatères lorsqu'il est abandonné à lui-même; il attire l'humidité de l'air et se dissout très-bien dans l'eau et dans l'alcool. Il est employé pour teindre les toiles en couleur brune dite *solitaire.*

Préparation. On peut l'obtenir avec le métal et l'acide chlorhydrique faible; mais le plus souvent on le prépare en faisant chauffer le bioxyde ou le sesquioxyde avec ce même acide; il se dégage du chlore, et le sel reste en dissolution; mais comme ce sel contient du chlorure de fer, on l'évapore jusqu'à siccité pour chasser l'acide chlorhydrique en excès; on dissout le produit dans l'eau, et on le fait bouillir pendant quelque temps avec du carbonate de manganèse, qui déplace et précipite le fer.

Le *sesquichlorure* est très-instable et sans usages, $Mn^2 Cl^3$.

Le *perchlorure,* 2 Mn, 7 Cl. — Gaz vert brun, donnant un liquide verdâtre à — 15°, obtenu par M. Dumas, en versant de l'acide sulfurique concentré sur un mélange de chlorure de sodium et de caméléon minéral.

Le manganèse décompose l'*eau* à 100°, et, à plus forte raison, à une température rouge, et s'oxyde; la décomposition de ce liquide s'opère instantanément et à froid sous l'influence des acides énergiques. Il n'agit point sur le gaz *oxyde de carbone;* mais il enlève l'oxygène au *protoxyde d'azote,* et il exerce probablement la même action sur le bioxyde d'azote. Il ne paraît point décomposer l'acide *borique.* On ignore comment il agit sur le gaz acide *carbonique.* Il s'empare de l'oxygène de l'acide *phosphorique* à une température élevée. Il décompose l'acide *sulfurique concentré* à l'aide de la chaleur, et il en résulte du gaz acide sulfureux et du sulfate de protoxyde de manganèse; à la température ordinaire, l'acide n'est point décomposé; toutefois une très-petite partie du métal s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'eau, en sorte qu'il se dégage quelques bulles de gaz hydrogène, et il se produit du sulfate de protoxyde; mais l'action est presque nulle; on obtient le même sulfate en employant l'acide sulfurique affaibli; mais, dans ce cas, l'eau est décomposée, et par conséquent il y a dégagement de gaz hydrogène. On ignore comment les acides *sulfureux, iodique* et *chlorique,* agissent sur ce métal. L'acide *azotique* est en partie décomposé par lui, et le trans-

forme en protoxyde, qui se dissout dans la portion d'acide non décomposée. L'acide *chlorhydrique* gazeux ou dissous dans l'eau est également décomposé par ce métal, dans le premier cas à chaud, dans le second à froid; il se forme du chlorure de manganèse, et l'hydrogène est mis à nu. Le manganèse est sans usages.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'air à chaud; 3° sa dissolution avec dégagement d'hydrogène dans l'acide sulfurique affaibli, qui le transforme en sulfate de protoxyde facilement reconnaissable (voy. *Sels de protoxyde*).

On l'extrait du bioxyde de manganèse pur traité par le charbon dans un creuset brasqué à une très-haute température : le charbon absorbe l'oxygène, et le métal est mis à nu.

DES OXYDES DE MANGANÈSE.

On connaît six composés d'oxygène et de manganèse.

Protoxyde, MnO.—Il est le produit de l'art; il est vert quand il est sec, et ne change pas à l'air s'il est anhydre; à l'état d'*hydrate,* sa couleur est blanche; il absorbe facilement le gaz oxygène, et devient sesquioxyde brun; il est suroxydé et transformé en *hydrate de bioxyde* par le chlore liquide, qui ne jouit point de la propriété de se combiner avec le nouvel oxyde formé. Il se dissout dans les acides sulfurique, azotique et chlorhydrique, et forme des sels. Il n'a point d'usages. On l'obtient anhydre en faisant fondre à une chaleur rouge du chlorure de manganèse et du carbonate de soude, et en traitant la masse par l'eau (Wöhler et Liebig). Pour préparer l'hydrate, on décompose un sel de protoxyde de manganèse soluble par la potasse.

Sesquioxyde, Mn^2, O^3.—On le trouve combiné avec l'eau à l'état d'hydrate, à Undenas, en Westrogothie; il est d'un brun foncé. Soumis à l'action d'une chaleur rouge, il donne un peu de gaz oxygène, et laisse un autre *oxyde rouge brun* (voy. p. 465). Il est susceptible d'absorber de l'oxygène et de passer à l'état de bioxyde à une chaleur voisine du rouge-brun. Il se dissout dans l'acide chlorhydrique à froid, et à l'aide d'une douce digestion dans l'acide sulfurique; les dissolutions sont d'une couleur foncée. Traité par les acides sulfurique et azotique à chaud, il se décompose, se transforme en protoxyde qui se dissout dans les acides pour former du sulfate ou de l'azotate de protoxyde, et en bioxyde qui se précipite. L'acide chlorhydrique bouillant est en partie décomposé par lui, et le décompose; l'hydrogène de l'acide se combine avec une portion de l'oxygène du sesquioxyde pour former de l'eau; le chlore se

dégage en partie, et le métal résultant se dissout dans l'autre portion de chlore. On ne l'emploie que dans les laboratoires. On l'obtient en décomposant l'azotate de protoxyde de manganèse à une chaleur rouge brun, ou en faisant brunir le protoxyde dans l'air.

Bioxyde, MnO^2. — Cet oxyde est très-répandu dans la nature ; il existe sous forme d'aiguilles brillantes en Bohême, en Saxe, au Hartz, et sous forme de masses, près de Périgueux, dans les départements de la Moselle, des Vosges, près de Mâcon, etc. ; il est rarement pur ; les substances qui l'accompagnent le plus souvent sont les carbonates de chaux et de fer, l'acide silicique, quelquefois la baryte, l'eau et le fluorure de calcium, des traces de carbone et des débris organiques. Il est brun noirâtre, sans action sur l'air et sur le gaz oxygène. Si on le chauffe au-dessus du rouge-cerise, il fournit le tiers de son oxygène et laisse une poudre rouge brune, composée de 3 équivalents de manganèse et de 4 d'oxygène, $3\,MnO^2 = 3\,MnO^4,\ O^2$; il se dégage aussi du gaz acide carbonique, qui peut provenir des carbonates contenus dans le bioxyde, ou de l'action du carbone qu'il renferme, sur une portion d'oxygène. Il fournit, d'après M. Clarke, du manganèse et de l'oxygène s'il est exposé à l'action du chalumeau à gaz. Il est décomposé par le soufre à une température élevée, et il se forme du gaz acide sulfureux et du sulfure de manganèse. Il se dissout à froid dans l'acide sulfurique concentré ou peu délayé ; à chaud, l'acide sulfurique dégage un équivalent d'oxygène et forme du sulfate de protoxyde de manganèse. Avec l'acide chlorhydrique, il fournit du chlore (voy. *Chlore*).

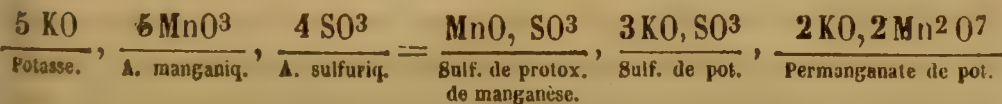
Usages du bioxyde de manganèse. Il est employé : 1° pour préparer le gaz oxygène, le chlore et plusieurs sels de manganèse ; 2° pour la construction des piles sèches de M. Zamboni ; 3° dans la fabrication du verre. On se sert en médecine d'un onguent composé de 2 parties ½ de bioxyde de manganèse et de 5 parties d'axonge, que l'on l'emploie dans les maladies chroniques de la peau, telles que la gale, les dartres, la teigne, etc. Jadelot en a obtenu des succès marqués contre la dernière de ces affections. Denys-Morelot pense qu'il est plus utile dans les dartres ulcérées que dans celles qui sont miliaires et écailleuses.

Préparation. 1° On purifie celui que l'on trouve dans le commerce en le plongeant dans de l'acide chlorhydrique étendu de son poids d'eau pendant environ vingt ou vingt-cinq minutes, afin de décomposer les carbonates de fer et de chaux qu'il contient habituellement ; on décante la dissolution et on lave le résidu. 2° On traite l'hydrate ou le carbonate de protoxyde suspendu dans l'eau par un courant de chlore, et l'on obtient MnO^2, HO ; l'eau est décomposée.

Il existe encore un autre oxyde connu sous le nom d'*oxyde rouge* de manganèse, $Mn^3 O^4$, qui se forme toutes les fois qu'on chauffe fortement du bioxyde ou du sesquioxyde de manganèse. Il est de couleur brune hépathique ; on le trouve dans la nature, et les minéralogistes le désignent sous le nom d'*hausmannite*. On le prépare en calcinant avec le contact de l'air le carbonate de protoxyde. Il peut être considéré comme formé de 2 équivalents de protoxyde faisant fonction de base, et d'un équivalent de bioxyde faisant fonction d'acide : ainsi $2\,MnO, MnO^2 = Mn^3 O^4$.

Acide manganique, MnO^3. — Scheele reconnut le premier que lorsqu'on fait chauffer jusqu'au rouge 7 ou 8 parties de potasse avec 1 partie de bioxyde de manganèse, il se forme un composé d'une belle couleur verte, soluble dans l'eau, et possédant la propriété singulière de passer par des couleurs intermédiaires de cette couleur verte à un rouge pourpre magnifique, ce qui fit donner à ce composé le nom de *caméléon* minéral. Dans cette réaction, le bioxyde de manganèse, par l'influence de la potasse, absorbe un équivalent d'oxygène de l'air (Edwards et Chevillot), et devient acide manganique, qui, uni à la potasse, constitue le manganate soluble, d'une belle couleur verte que l'on obtient en premier lieu.

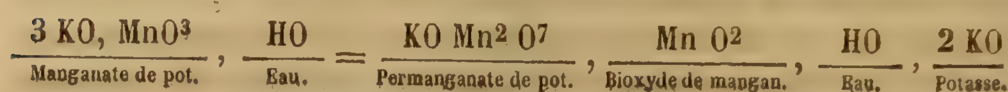
Manganate neutre, KO, MnO^3. — Si, au lieu d'employer 7 ou 8 parties de potasse, on chauffe au rouge pendant un quart d'heure, au contact de l'air, parties égales de potasse et de bioxyde de manganèse, et que l'on traite le produit par un *peu* d'eau, on obtient par une évaporation lente des cristaux verts de manganate neutre. Il est très-peu stable ; sous l'influence de toutes les matières organiques, il se décompose en oxygène, en bioxyde de manganèse et en potasse, aussi est-il impossible d'en filtrer les dissolutions : tous les corps avides d'oxygène le décomposent, tandis que ceux qui tendent à mettre l'acide manganique en liberté, tels que les acides, ou qui peuvent lui fournir de l'oxygène, le font passer à l'état de caméléon rouge (*permanganate de potasse*) ; il se produit en même temps un sel de protoxyde de manganèse.



$$\underbrace{5\,KO}_{\text{Potasse.}},\ \underbrace{6\,MnO^3}_{\text{A. manganiq.}},\ \underbrace{4\,SO^3}_{\text{A. sulfuriq.}} = \underbrace{MnO, SO^3}_{\text{Sulf. de protox. de manganèse.}},\ \underbrace{3\,KO, SO^3}_{\text{Sulf. de pot.}},\ \underbrace{2\,KO, 2\,Mn^2 O^7}_{\text{Permanganate de pot.}}$$

Cette explication, qui résulte des expériences de M. Mitscherlich, rend bien compte des divers changements de couleur que prend ce produit, en admettant que l'absorption de l'oxygène se fait successivement. Si l'on met le manganate neutre de potasse dans une grande quantité d'eau, il se

transforme en 1 équivalent de permanganate de potasse rouge, en 1 équivalent d'hydrate de bioxyde de manganèse, et en 2 équivalents de potasse.


$$\underbrace{3\,KO, MnO^3}_{\text{Manganate de pot.}}, \underbrace{HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{KO\,Mn^2\,O^7}_{\text{Permanganate de pot.}}, \underbrace{Mn\,O^2}_{\text{Bioxyde de mangan.}}, \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{2\,KO}_{\text{Potasse.}}$$

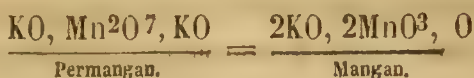
L'acide manganique, à cause de son instabilité, n'a pu encore être isolé.

Le *manganate de potasse,* s'il est *très-alcalin,* constitue à proprement parler le *caméléon vert.* Mis en contact avec l'air, celui-ci passe au rouge, et présente une série de couleurs qui sont, dans l'ordre des anneaux colorés, savoir: le vert, le bleu, le violet, l'indigo, le pourpre et le rouge; dans ce cas, l'acide carbonique de l'atmosphère sature peu à peu l'excès de potasse, et lorsque le manganate est ramené à l'état neutre, l'eau le décompose. Les acides agissent nécessairement sur le manganate de potasse, avec excès de base, comme l'acide carbonique de l'air : seulement leur action est plus prompte.

Acide permanganique, $Mn^2\,O7$. — Il est en cristaux bruns rayonnés, très-solubles dans l'eau; il se décompose à 40° en oxygène et en hydrate de bioxyde de manganèse; le sucre, le papier, plusieurs autres matières organiques, l'hydrogène et en général les corps avides d'oxygène, le décomposent rapidement. Il forme avec les bases alcalines des sels rouges solubles dans l'eau, isomorphes avec les perchlorates. On l'obtient en décomposant à froid, par l'acide sulfurique étendu d'eau, le permanganate de baryte.

Permanganate de potasse (*caméléon rouge*). — Il est sous forme d'aiguilles plus ou moins longues, d'une couleur violette brillante ou d'une teinte brunâtre, solubles dans 15 à 16 parties d'eau froide; il est neutre, et parconséquent sans excès de potasse. Chauffé dans un tube recourbé, il se transforme en gaz oxygène, en bioxyde de manganèse et en caméléon vert (manganate de potasse); il est évident que dans cette expérience, l'acide permanganique a été décomposé en oxygène et en bioxyde, et en oxygène et en acide manganique. L'hydrogène, le phosphore, le soufre, le carbone, l'arsenic et l'antimoine, chauffés avec le *caméléon pourpre,* le décomposent avec plus ou moins d'énergie, s'emparent de la majeure partie de l'oxygène de l'acide permanganique, et le changent en *protoxyde vert :* cette décomposition a quelquefois lieu par la simple trituration, et souvent elle est accompagnée de détonation. Mêlé, quand il est dissous dans une grande quantité d'eau, avec une dissolution concentrée de potasse, il devient violet, puis d'un vert-émeraude, et se trouve changé en *manganate* contenant une quantité double

de potasse que celle qui existait dans le permanganate; il y a de l'oxygène mis à nu.



$$\underbrace{KO, Mn^2O^7, KO}_{\text{Permangan.}} = \underbrace{2KO, 2MnO^3, O}_{\text{Mangan.}}$$

Préparation. On mêle 3 p. ½ de chlorate de potasse avec 4 p. de bioxyde de manganèse et 5 p. de potasse caustique dissoute dans une petite quantité d'eau; on fait sécher le mélange, et on le maintient au rouge sombre pendant une heure dans un creuset de platine; il se forme du chlorure de potassium et du caméléon vert (manganate de potasse). On met le tout dans l'eau bouillante, qui transforme le manganate vert en permanganate rouge; on décante sans filtrer, et on fait évaporer pour obtenir des cristaux noirs opaques, d'un éclat métallique, qui sont du permanganate (Wöhler).

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE DE MANGANÈSE.

Ces sels, vus en masse, ont une teinte rose pâle; quand cette couleur est plus prononcée, elle provient ordinairement, d'après M. Wöhler, d'un mélange de cobalt; quelquefois cependant elle est due à de l'acide permanganique, mais dans ce dernier cas elle disparaît par l'addition de l'acide sulfureux. Ceux qui sont solubles dans l'eau sont précipités en blanc : 1° par la potasse et la soude; l'oxyde précipité ne tarde point à jaunir, et finit par noircir en absorbant l'oxygène de l'air : on peut le faire passer sur-le-champ au noir en y versant une dissolution de chlore; dans ce cas, l'eau sera décomposée : son oxygène transformera le protoxyde en bioxyde noir, et l'hydrogène fera passer le chlore à l'état d'acide chlorhydrique; si l'on verse sur le protoxyde précipité un excès d'ammoniaque, il sera dissous, et l'on obtiendra un sel double de manganèse et d'ammoniaque ; d'où il suit que ce dernier alcali ne précipite pas tout le protoxyde des sels de manganèse; 2° par le cyanure jaune de potassium et de fer; 3° par les carbonates de potasse et de soude; le carbonate précipité ne change pas de couleur; 4° par les phosphates, les borates et les oxalates solubles. L'acide sulfhydrique *ne les trouble point;* les sulfures de potassium et de sodium en précipitent un sulfure hydraté *d'un blanc rosé* (couleur de chair); ils ne sont précipités ni par la noix de galle, ni par les tartrates alcalins; les métaux ne réduisent point le manganèse; chauffés au chalumeau avec du borax, ils donnent un verre qui se colore en violet dans la flamme extérieure, et qui est incolore dans la flamme intérieure. Il suffit de chauffer la plus

légère trace d'un sel de protoxyde de manganèse avec de l'acide plombique mêlé d'acide azotique étendu, pour que la liqueur prenne une teinte rouge due à la formation de l'acide permanganique (Crum).

Carbonate, MnO, CO^2. — On le trouve en Transylvanie et, suivant le Dr Ure, dans les eaux de Carlsbad. Il est plus dur que le verre; sa couleur est blanche, rose ou jaune; celui qui est le produit de l'art est constamment blanc; il est insipide et insoluble dans l'eau. Chauffé dans un petit tube de verre sans le contact de l'air, il se décompose en gaz acide carbonique et en protoxyde vert; s'il a au contraire le contact de l'air, il fournit du sesquioxyde de manganèse rouge brun. Il est sans usages.

Préparation (voy. p. 317, 3e procédé).

Sulfate, MnO, SO^3.—Il existe assez abondamment dans les eaux de Cransac, d'après M. Poumarède. Il est sous forme de prismes rhomboïdaux transparents, incolores, doués d'une saveur amère, styptique, décomposables au rouge en acide sulfureux, en acide sulfurique et en oxyde rouge, très-solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool. Il forme avec les sulfates de potasse, d'alumine et d'ammoniaque, des sels doubles cristallisables. Les cristaux de sulfate de protoxyde de manganèse contiennent des quantités différentes d'eau, suivant la température à laquelle ils ont été obtenus; au-dessous de 6°, ils en renferment 7 équivalents et présentent la même forme que le sulfate de protoxyde de fer, $FeO,SO^3,7HO$; entre 6° et 20°, ils en contiennent 5 et ont la forme du sulfate de cuivre, $CuO, SO^3, 5HO$; enfin, entre 20° et 30°, ils en retiennent 4 et sont isomorphes avec du sulfate de fer cristallisé, $FeO, SO^3, 4HO$. Le sulfate de protoxyde de manganèse est sans usages.

Préparation. On chauffe au rouge sombre un mélange de parties égales de sulfate de protoxyde de fer et de bioxyde de manganèse; la masse refroidie est traitée par l'eau qui dissout le sulfate de manganèse formé, et laisse du sesquioxyde de fer et l'excès de bioxyde de manganèse.

DES SELS FORMÉS PAR LE SESQUIOXYDE DE MANGANÈSE.

Ces sels, considérés par plusieurs chimistes comme des mélanges de sels bioxydés et protoxydés, sont d'un rouge violet, quelquefois d'un brun tirant sur le jaune; ils ne cristallisent point; ils sont décolorés et ramenés à l'état de sels de protoxyde par les corps avides d'oxygène, tels que l'acide hypoazotique concentré, les acides sulfureux, hypophosphoreux, hyposulfurique, et le protochlorure d'étain. Ils précipitent en brun par les alcalis, et sont peu stables.

Sulfate de sesquioxyde, $Mn^2O^3, 3SO^3$.—On l'obtient en faisant agir à froid du bioxyde de manganèse sur l'acide sulfurique concentré ou étendu d'eau ; à l'aide d'une très-douce chaleur, on parvient à faire dissoudre une plus grande quantité de bioxyde, qui se trouve probablement transformé en sesquioxyde et en acide permanganique. Calciné avec de la potasse ou de la soude, il fournit du caméléon. Mêlé avec du sulfate de potasse ou d'ammoniaque et évaporé, il donne des octaèdres qui constituent un véritable alun manganésien $Mn^2O^3, 3SO^3, KO, SO^3, 24HO$. Il sert à reconnaître les corps avides d'oxygène, qui jouissent, comme je l'ai déjà dit, de la propriété de le décolorer.

Emploi des préparations de manganèse en médecine. D'après M. Hannon, les préparations de manganèse sont indiquées dans les affections qui ont profondément débilité l'organisme; elles doivent être placées sur la même ligne que les préparations martiales. Elles ne présentent pas d'incompatibilités avec les autres toniques usités en thérapeutique; ainsi, comme le tannin ne les précipite pas, on peut les administrer avec une foule de substances astringentes, qui altèrent au contraire les composés ferrugineux. Elles s'assimilent avec une grande rapidité, ce qui fait qu'on ne doit pas les employer aussi longtemps que les préparations martiales. On s'en est servi avec succès dans l'anémie produite par un état nerveux chlorotique, par des hémorrhagies traumatiques, par un mauvais régime, par l'épuisement, par une cachexie quelconque, par les scrofules, par la syphilis ; on les a également employées pour prévenir le retour de fièvres intermittentes, pour dissiper la leucophlegmasie et les engorgements de la rate qui succèdent à ces fièvres longtemps prolongées, pour combattre le catarrhe uréthro-vaginal chlorotique, les blennorrhagies chroniques, etc. On les applique aussi à l'extérieur comme astringentes.—Les préparations usitées sont le protoxyde, le carbonate, le phosphate (insolubles), puis le tartrate, le malate, l'iodure et le chlorure (solubles). Il convient de commencer d'abord par les composés insolubles : les doses sont à peu près les mêmes que pour les préparations ferrugineuses (*Journal de pharmacie*, juillet, septembre et novembre 1849). Il est juste de dire que, dès l'année 1793, Schrodler avait employé le bioxyde de manganèse dans le traitement des fièvres inflammatoires, et que depuis, Brera, Jacques, Jadelot, Gallot, Morelot et Kapp, en ont proposé l'usage daus un grand nombre d'affections internes ou externes.

DU ZINC. Zn. **Équivalent** = 406,6 (1).

On ne trouve jamais ce métal pur dans la nature ; il existe : 1° à l'état de calamine, minerai dans lequel il entre, entre autres produits, de l'oxyde de zinc, du silicate du même métal, et quelquefois du carbonate (voy. la note de la p. 474) ; 2° à l'état de zinc oxydé ferrifère, manganésifère ou aluminifère ; 3° à l'état de blende (sulfure de zinc et de fer) ; 4° à l'état de carbonate et de sulfate. Le zinc est un métal solide, d'une couleur blanche bleuâtre, d'une odeur particulière, d'une structure lamelleuse, peu dur ; son poids spécifique est de 7,20 s'il a été laminé, et de 6,86 s'il a été simplement fondu ; il est ductile ; à 130° ou à 150° c., il est malléable ; à 200°, il est très-cassant et peut être pulvérisé.

Chauffé dans une cornue de grès, sans le contact de l'air, il fond à 412° c., et cristallise en prismes hexagones si on le laisse refroidir lentement ; il se volatilise et bout si on le chauffe jusqu'au rouge blanc ; la vapeur qui en résulte se condense en partie dans le col de la cornue, en partie dans le récipient dans lequel on a mis de l'eau. Si le zinc fondu est en contact avec le gaz *oxygène*, et qu'on l'agite, il absorbe ce gaz avec énergie ; il y a dégagement de calorique, et il se produit une belle flamme blanche tirant un peu sur le bleu verdâtre, extrêmement éclatante : le zinc passe à l'état de protoxyde blanc. L'*air atmosphérique* agit sur lui de la même manière, mais avec moins d'intensité, comme on peut s'en assurer en faisant fondre ce métal dans un creuset ouvert, et en l'agitant : l'oxyde blanc formé est entraîné par l'air dans l'atmosphère, en raison de sa légèreté ; il est évident que dans cette expérience l'azote est mis à nu. L'oxygène et l'air *secs* n'agissent pas sur le zinc à froid ; mais s'ils sont *humides*, il y a oxydation ; cependant l'action est faible : il passe aussi en partie à l'état de carbonate, à l'air.

L'*hydrogène* et le *bore* n'exercent aucune action sur le zinc. Le *carbone* ne se combine pas avec lui directement ; toutefois il existe un carbure de zinc noir et pulvérulent qui brûle avec flamme sur les charbons ardents, et que l'on obtient en chauffant du *cyanure* de zinc ; on sait d'ailleurs que le zinc du commerce contient toujours un peu de carbone.

Le *phosphore* ne paraît pas avoir une très-grande tendance à s'unir avec ce métal : cependant on peut opérer cette combinaison en jetant

---

(1) Le poids de l'équivalent du zinc serait de 414 d'après M. Jacquelain, et de 412,63 d'après M. Favre.

peu à peu du phosphore et une petite quantité de résine sur le zinc fondu ; celle-ci s'oppose à l'oxydation du métal : le *phosphure* qui en résulte est brillant, d'un blanc de plomb, légèrement malléable, presque aussi fusible que le zinc, et répand une odeur alliacée lorsqu'on l'aplatit sous le marteau. Le *soufre* en vapeur peut se combiner avec ce métal incandescent, et donner naissance à un sulfure solide, ZnS, terne, jaune, sans saveur, moins fusible que le métal, décomposable par la chaleur, et qui s'empare de l'oxygène de l'air à une température élevée. On l'obtient en calcinant pendant une heure, à une chaleur blanche, du sulfate de zinc anhydre dans un creuset brasqué, ou bien un mélange de protoxyde de zinc et de soufre sublimé. On prépare le sulfure hydraté de protoxyde en versant du sulfure de potassium dans un sel de zinc. Le sulfure naturel, que l'on trouve principalement en France, dans les départements de l'Isère, du Pas-de-Calais, des Côtes-du-Nord et des Hautes-Pyrénées, et qui porte le nom de *blende*, est jaune, roussâtre, brun ou noir, suivant la quantité d'oxyde de fer qu'il renferme ; il perd le soufre lorsqu'on le soumet à l'action du chalumeau de Brook (Clarke), tandis que le métal s'oxyde et est entraîné dans l'air ; il est formé de sulfure de zinc et de protosulfure de fer en proportions variables suivant les espèces; en général, on peut dire que la proportion de sulfure de zinc est de 82 à 95 pour 100 de blende; celle de protosulfure de fer, de 18 à 5 ; on s'en sert pour préparer en grand le *sulfate* de zinc.

Oxysulfure de zinc, ZnO, ZnS. — On peut obtenir ce produit en décomposant le sulfate de zinc par l'hydrogène au rouge naissant (Arfwedson). Il existe dans les environs de Freyberg et à Rosiers, près de Pontgibaud, un oxysulfure, ZnO, 4 ZnS.

L'*iode* se combine facilement avec ce métal réduit en poudre, même à une température peu élevée.

Le zinc dont la température a été élevée absorbe rapidement le *chlore*, le solidifie et le transforme en *chlorure*, ZnCl; il y a dans cette expérience dégagement de calorique et de lumière ; le chlorure obtenu (beurre de zinc) est blanc, d'une saveur styptique, très-fusible, volatil à une chaleur rouge, et cristallisant alors en aiguilles; il est très-déliquescent, très-soluble dans l'eau; l'alcool anhydre le dissout également. On l'obtient cristallisé et hydraté lorsqu'on évapore le *solutum* aqueux et qu'on le laisse refroidir ; quand on concentre, par l'ébullition, cette dissolution, la température s'élève jusqu'à 250°; alors le chlorure est anhydre, quoique liquide; on peut ensuite le chauffer jusqu'à 400° sans qu'il donne des vapeurs très-abondantes : on a tiré parti de cette pro-

priété pour former des bains dans lesquels on peut chauffer des corps à une température donnée et assez élevée; on prépare le chlorure hydraté en traitant le zinc par l'acide chlorhydrique liquide. Il est considéré par les médecins allemands comme antispasmodique; on l'a aussi employé dans la blennorrhagie, et à l'extérieur comme caustique dans le traitement de certaines affections cancéreuses. Il sert à détruire les punaises; pour cela on met une dissolution concentrée dans les jointures et les fentes des lits. M. le D[r] Sucquet a démontré qu'il était préférable à tout autre corps pour conserver les pièces anatomiques. Si l'on injecte dans l'aorte ou dans toute autre artère d'un cadavre six à neuf litres de ce sel dissous dans l'eau, marquant 38 degrés à l'aréomètre, le corps est parfaitement *embaumé,* tandis que par le procédé Gannal (sels d'alumine) la putréfaction marche avec une rapidité effrayante. (Voyez, dans le rapport fait à l'Académie de médecine, les expériences tentées par les deux procédés.)

Le chlorure et l'oxyde de zinc peuvent s'unir et donner plusieurs composés hydratés d'une composition définie.

Lorsqu'on fait arriver du *brome* en vapeur sur du zinc chauffé jusqu'au rouge, on obtient un bromure incolore, très-déliquescent, soluble dans l'alcool et l'éther, BrZn. L'*azote* n'exerce aucune action sur ce métal. Si l'on fait passer de l'*eau* en vapeur dans un tube de porcelaine rouge contenant du zinc, celui-ci en absorbe l'oxygène, et l'hydrogène est mis à nu; la décomposition de l'eau commence à être sensible à 100°, lorsque le métal est très-divisé. Le gaz *oxyde de carbone* est sans action sur le zinc. On ignore comment l'*oxyde de phosphore* agit sur lui. Il décompose le *protoxyde d'azote* à une température élevée, et il est probable qu'il opère aussi la décomposition du bioxyde d'azote.

Il est sans action sur l'acide *borique.* Il décompose l'acide *carbonique* à chaud et le ramène à l'état de gaz oxyde de carbone; lorsqu'on le met en contact avec l'acide *carbonique* dissous dans l'eau, celle-ci est rapidement décomposée; il se dégage du gaz hydrogène, et le métal oxydé se combine avec l'acide. A une température très-élevée, il enlève l'oxygène à l'acide *phosphorique.* L'acide *sulfurique* concentré cède une portion de son oxygène au zinc lorsqu'on *chauffe* le mélange, et se transforme en gaz acide sulfureux, tandis que le métal oxydé passe à l'état de sulfate en se combinant avec l'acide non décomposé: *à froid,* l'action est à peine sensible; il se dégage lentement quelques bulles de gaz hydrogène, par suite de la décomposition de l'eau, et il se produit un peu de sulfate. Si l'acide sulfurique est très-affaibli par l'eau, celle-ci est rapidement décomposée à froid; il y a dégagement de gaz hydrogène et formation de sulfate de zinc. M. de La Rive s'est assuré que le zinc, dans cette circon-

stance, ne doit son énergie qu'à la présence de certains métaux étrangers : c'est ainsi que le zinc *pur* agit à peine sur l'eau ; un alliage de 9 parties de zinc et d'une de fer possède, au contraire, au plus haut degré la propriété de décomposer ce liquide. On ignore comment le gaz acide *sulfureux* agit sur ce métal. L'acide *azotique* est en partie décomposé par le zinc, qui lui enlève une certaine quantité d'oxygène, et met de l'azote, du bioxyde ou du protoxyde d'azote à nu ; l'oxyde de zinc formé se combine avec l'acide azotique non décomposé et se transforme en azotate. L'acide *hypoazotique* est également décomposé en partie, et il se forme, à la température ordinaire, de l'*azotite* et de l'azotate de zinc. Le gaz acide *chlorhydrique* sec, chauffé avec ce métal, le fait passer à l'état de *chlorure*, et l'hydrogène est mis à nu ; si l'acide chlorhydrique contient de l'eau, il est rapidement décomposé à froid, et il se forme du chlorure de zinc *hydraté*. Le zinc décompose le gaz acide *sulfhydrique*, s'empare du soufre, et l'hydrogène est mis à nu.

L'*ammoniaque* liquide et concentrée exerce sur ce métal une action remarquable, dont on doit les détails à Delassone. A l'aide d'une légère chaleur, et même à froid, l'eau de l'ammoniaque est décomposée, son oxygène se porte sur le métal, l'hydrogène se dégage, et l'oxyde formé se dissout dans l'ammoniaque; cette dissolution évaporée fournit des cristaux d'où l'on peut dégager l'ammoniaque par la chaleur.

Le *carbonate de soude* bouillant dissout lentement le zinc, avec dégagement de gaz hydrogène, et il se forme, au bout de quelques jours de repos, des cristaux octaédriques ou tétraédriques de *carbonate double de soude* et d'*oxyde de zinc* insolubles dans l'eau ; d'où il suit que l'eau a été décomposée (Wöhler).

Caractères distinctifs du zinc. 1° Ses propriétés physiques ; 2° la manière dont il brûle à l'air ; 3° son action sur l'acide sulfurique étendu d'eau qui le transforme en sulfate de protoxyde (voy. *Sels de protoxyde*).

Le zinc est employé à la construction de conduits, de gouttières, de baignoires, de couvertures de toits ; on s'en sert aussi pour faire des casseroles et plusieurs autres ustensiles ; mais il est imprudent d'en faire usage dans les cuisines, car il est parfaitement prouvé que les dissolutions de sel commun, d'acide acétique, d'acides oxalique et citrique, qui entrent dans la composition de plusieurs aliments, facilitent son oxydation et sa dissolution : or l'ingestion d'une préparation de zinc peut, dans quelques circonstances, être suivie d'accidents fâcheux. Le beurre, fondu dans des vases de zinc, les attaque également, favorise l'oxydation du métal et dissout l'oxyde. On emploie encore le zinc pour la construction de la pile de Volta, pour préparer l'oxyde blanc (fleurs de zinc), le gaz

hydrogène, le laiton, et un alliage d'étain dont on fait usage pour frotter les coussins des machines électriques.

Le procédé de galvanisation du fer consiste dans l'application d'une petite couche de zinc à la surface du fer ; pour cela on frotte le fer bien décapé avec du zinc en fusion, sur lequel on a projeté préalablement un peu de chlorhydrate d'ammoniaque. Le fer préparé de cette manière peut être impunément soumis, du moins pendant un laps de temps assez long, à l'action simultanée de l'air et de l'humidité ; car l'action galvanique exercée par la réunion des deux métaux tend constamment à détruire l'oxyde qui pourrait se former. Les fers galvanisés sont principalement employés dans la fabrication des objets exposés aux injures du temps, tels que gouttières, tuyaux de cheminées, etc.

Extraction. On introduit dans des tuyaux de terre, fermés par une de leurs extrémités, un mélange de charbon et de *calamine* qui a été préalablement exposée pendant plusieurs mois à l'influence des agents atmosphériques, pour la débarrasser des pyrites et de l'argile avec lesquelles elle se trouve mélangée (1). Ces tuyaux traversent un fourneau, et sont légèrement inclinés, de manière que leur extrémité ouverte est plus élevée que l'autre, et communique avec d'autres tuyaux inclinés dans un sens opposé : c'est en quelque sorte un appareil distillatoire dans lequel la cornue serait représentée par les premiers tuyaux, et le récipient par les autres ; on chauffe fortement ; la calamine se décompose ; le zinc provenant de la décomposition de l'oxyde et du carbonate de zinc par le charbon se sublime, se condense dans les tuyaux extérieurs, d'où on le fait tomber dans un bassin de réception : on le fait fondre, et on le verse dans le commerce ; on fait cette exploitation dans la Belgique (ancien département de l'Ourthe). En le sublimant de nouveau, on le purifie ; mais il est difficile, pour ne pas dire impossible, de le priver entièrement, par ce moyen, de charbon et des autres métaux que contenait la calamine.

M. Jacquelain est parvenu à l'avoir très-pur en faisant passer à travers du zinc en fusion un courant de gaz hydrogène bien sec qui se sature

---

(1) La composition des calamines n'est pas toujours la même : celle de la Vieille-Montagne, dite *ordinaire*, contient 5,4 d'oxyde de zinc, 2 d'acide silicique, 0,6 d'eau, 89 de carbonate de zinc, 3 d'oxyde de fer ; on trouve aussi dans quelques calamines des oxydes de manganèse et de fer, de l'argile, et quelquefois de l'arsenic et de l'étain. Le *silicate anhydre* de la Vieille-Montagne est formé de 63,2 d'oxyde de zinc, de 25,6 d'acide silicique, de 1 d'eau, de 4,8 d'oxyde de fer, et de 3,4 d'argile.

de vapeurs métalliques et les dépose plus loin dans un tube en porcelaine (*Ann. de chim.*, février 1843).

On peut aussi extraire le zinc du sulfure (blende) parfaitement grillé; le produit est alors principalement composé d'oxyde et de sulfate de zinc. On réduit ces deux corps par le charbon, dans des vases distillatoires.

DU PROTOXYDE DE ZINC. ZnO. (FLEURS DE ZINC, POMPHOLIX, NIHIL ALBUM, LANA PHILOSOPHICA.)

On trouve cet oxyde dans la nature; il entre pour beaucoup dans la composition de la calamine et du zinc gahnite. L'oxyde de zinc est blanc, doux au toucher, fixe lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux fermés, décomposable par la pile; il absorbe, à la température ordinaire, l'acide carbonique de l'air; fortement chauffé avec du charbon, il perd son oxygène, et il se forme du gaz oxyde de carbone. Il se combine parfaitement avec les acides, et se dissout à merveille dans la potasse, la soude et l'ammoniaque, quand il est hydraté. M. Fremy a obtenu du bizincate de potasse cristallisé en longues aiguilles. Il est formé de 80,26 de zinc et de 19,74 d'oxygène. Il doit être regardé comme un excellent antispasmodique; il a été quelquefois utile dans l'épilepsie, où il a été employé seul par quelques praticiens: on peut l'administrer depuis 30 centigrammes par jour, jusqu'à 2 grammes, mêlé avec du sucre, de la gomme ou toute autre poudre, et divisé en plusieurs prises. On le donne quelquefois, associé à la jusquiame noire et à la valériane, pour combattre certaines névralgies faciales rebelles: on fait prendre ordinairement deux pilules par jour, composées de 5 centigrammes d'oxyde de zinc et d'une égale quantité d'extrait de jusquiame et de valériane, et on augmente progressivement la dose. La *tuthie* ou *cadmie* n'est autre chose que le sublimé blanc qui se condense dans les fourneaux où l'on exploite les minerais de zinc; elle est composée de 90 à 94 pour 100 de protoxyde de zinc et de 10 ou 6 parties de protoxyde de fer et de plomb, de laitier et de charbon; elle fait partie de certains collyres fortifiants, du baume vert, de l'opodeldoch, etc.; on compose avec elle et du sucre candi une poudre que l'on souffle dans les yeux pour dissiper les taies: il serait préférable d'employer de l'oxyde de zinc pur.

Mêlé à des huiles siccatives, le protoxyde de zinc remplace la céruse sous le nom de *blanc de zinc*, ainsi que l'a prouvé M. Leclaire; entre autres avantages il présente sur la céruse (carbonate de plomb) ceux de ne pas noircir par les émanations sulfureuses, et de ne pas exposer les

ouvriers à des maladies graves, telles que la colique des peintres, l'anesthésie, l'encéphalopathie saturnines, etc.

Préparation. On précipite, *au sein de l'eau chaude,* le sulfate de zinc pur par du carbonate de potasse ou de soude; le carbonate de zinc déposé, lavé, desséché et calciné, donne de l'oxyde de zinc pur. Si on le préparait en faisant brûler le zinc au contact de l'air, l'oxyde serait mêlé de zinc (Lefort).

DU PEROXYDE DE ZINC. ZnO^2.

M. Thénard est parvenu à suroxyder l'oxyde de zinc au moyen de l'eau oxygénée mêlée d'acide chlorhydrique (voy. p. 130).

DES SELS DE PROTOXYDE DE ZINC.

Ces sels sont incolores lorsqu'ils sont purs, d'une saveur styptique et amère: leurs dissolutions sont précipitées en *blanc,* 1° par la potasse, la soude ou l'ammoniaque, qui en séparent l'oxyde; celui-ci ne change pas de couleur à l'air, et se redissout dans un excès de l'un ou de l'autre de ces alcalis concentrés; la possibilité de dissoudre le précipité dans l'ammoniaque distingue ces sels de ceux d'alumine; 2° par les monosulfures solubles et par l'acide sulfhydrique, qui en précipitent un sulfure de zinc plus ou moins sulfuré: ce dernier ne les précipiterait pas s'ils étaient très-acides; 3° par le cyanure jaune de potassium et de fer (prussiate); 4° par les carbonates, les phosphates et les borates solubles. Aucun métal ne précipite le zinc de ses dissolutions.

Sulfate neutre (*couperose blanche, vitriol blanc*), $ZnO, SO^3, 7HO$.—Ce sel se trouve dans la nature, mais en petite quantité. Il cristallise en prismes à quatre pans incolores, terminés par des pyramides à quatre faces; d'une saveur âcre, styptique, amère. Il est efflorescent: 100 parties d'eau à 0° dissolvent 43,02 de sel anhydre et 115,22 de sel cristallisé; tandis qu'à 100° elles dissolvent 95,03 du premier, et 653,59 du second. Il éprouve la fusion aqueuse lorsqu'on le chauffe, et il perd 6 équivalents d'eau; à une température plus élevée, il perd l'autre équivalent d'eau, puis il dégage de l'acide sulfurique anhydre, du gaz acide sulfureux et du gaz oxygène, et il reste du sulfate basique de zinc. Celui-ci ne laisse que de l'oxyde de zinc, si on le chauffe au rouge. Quand on fait bouillir le sulfate de zinc avec de l'alcool à 36 degrés, il se déshydrate en partie et donne un sulfate à 5 équivalents d'eau.

On vend dans le commerce du sulfate de zinc en masses d'un blanc

sale, tachées çà et là en brun rougeâtre, qui contient du sulfate de zinc, du sulfate de magnésie, du sulfate de fer, et quelquefois un peu de sulfate de cuivre, de l'alun, et des traces de sulfate de cadmium.

Le sulfate de zinc est employé dans les fabriques d'indiennes. Il a été administré dans les mêmes circonstances que l'oxyde, mais il ne paraît pas être aussi avantageux. Il est employé par quelques praticiens comme émétique, à la dose de 60 à 75 centigrammes dissous dans l'eau distillée; on s'en sert souvent, et avec succès, dans les dernières périodes des ophthalmies et des leucorrhées : dans le premier cas, on en fait dissoudre 5 ou 10 centigrammes dans 30 grammes d'eau de roses, à laquelle on ajoute huit ou dix gouttes de laudanum de Sydenham, et on fait tomber une ou deux gouttes de *solutum* entre les paupières; dans le second cas, on l'administre en injection et étendu de beaucoup d'eau, de crainte d'irriter trop fortement la membrane muqueuse. Pris à forte dose, il donne lieu à des symptômes analogues à ceux que déterminent les poisons irritants; toutefois je ferai observer qu'étant doué à un très-haut degré de la propriété émétique, il ne tarde pas à être vomi, et que, le plus ordinairement, les accidents qu'il a développés cèdent à l'emploi des médicaments adoucissants que l'on fait prendre. Les lésions organiques qu'il occasionne sont en général peu intenses et bornées à quelques portions de l'estomac et des intestins.

Préparation. On le prépare, dans les laboratoires, en suivant le cinquième procédé (voy. p. 317); mais comme, dans cet état, il pourrait contenir du fer, on le fait traverser par un courant de chlore pour suroxyder ce dernier métal; la dissolution est ensuite chauffée avec du carbonate de zinc, qui précipite le sesquioxyde de fer; on filtre, et on fait évaporer. Pour l'obtenir en grand, on fait griller la *blende* dans un fourneau à réverbère; le sulfure de zinc, et la petite quantité de sulfures de fer, de cuivre et de plomb qui composent ce minéral passent, en absorbant l'oxygène de l'air, à l'état de *sulfates;* on les traite par l'eau, qui les dissout tous, excepté le sulfate de plomb; on laisse déposer celui-ci, on décante la dissolution, et on la fait évaporer jusqu'à ce qu'elle soit assez concentrée pour fournir une masse cristalline semblable au sucre en pain, que l'on livre dans le commerce sous le nom de *vitriol.* Ce vitriol contient, outre le sulfate de zinc, un peu de sulfate de fer et de cuivre, d'alun, etc.; on le purifie en le dissolvant dans l'eau et en le faisant bouillir avec de l'oxyde de zinc, qui précipite les oxydes de fer et de cuivre.

DU TITANE. Ti. Équivalent = 314,7.

Le titane se trouve dans la nature, combiné avec l'oxygène; son oxyde est tantôt uni à la chaux et à l'acide silicique, tantôt à l'oxyde de fer. Les cubes métalliques trouvés dans les scories de plusieurs forges, et que Wollaston regarde comme du titane pur, seraient formés, d'après M. Wöhler, de cyanure et d'azoture de titane, TiC^2Az, $3Ti^3Az$. Le titane est sous forme de paillettes brillantes, d'un gris foncé; il est très-dur, rayant même l'agate, fragile, d'une densité de 5,3, excessivement difficile à fondre, non oxydable à l'air à la température ordinaire. Si on le chauffe au contact de cet agent, il prend feu et passe à l'état d'acide titanique, TiO^2, en brûlant avec un éclat vraiment extraordinaire. Il est oxydable au feu, par le moyen de l'azotate de potasse.

Il existe un composé de *soufre* et de titane, TiS^2, jaune en écailles brillantes comme l'*or mussif,* que l'on obtient en faisant passer de l'acide sulfhydrique saturé de vapeurs de perchlorure de titane à travers un tube de verre chauffé au rouge. On produit un *phosphure* de titane blanc et fragile, en décomposant le phosphate de titane par le charbon. Lorsqu'on chauffe du *chlore* avec du titane, celui-ci s'enflamme, et l'on obtient un *bichlorure* incolore excessivement fumant à l'air, déliquescent, décomposable par une grande quantité d'eau, qui en précipite de l'acide titanique blanc. Sa formule est $TiCl^2$. On peut encore former un *sesquichlorure,* Ti^2Cl^3, en paillettes cristallines d'un violet foncé, en chauffant au rouge de l'hydrogène saturé de vapeurs de bichlorure de titane.

Le titane décompose l'eau à 100°, d'après Wöhler (*Journ. de pharm.*, avril 1850).

Il est facilement attaqué par les acides. L'acide azotique le transforme en acide titanique. L'acide chlorhydrique donne un chlorure incolore, TiCl, que l'ammoniaque précipite en noir.

Préparation. On combine du perchlorure de titane avec du gaz ammoniac sec; il se forme une poudre blanche; on entoure la fiole qui la contient de charbons rouges, et on maintient le courant de gaz ammoniac; il se volatilise beaucoup de sel ammoniac, et le titane reste au fond de la fiole.

DES OXYDES DE TITANE.

Protoxyde, TiO. — Il est solide, noir, pouvant devenir brillant et acquérir une couleur gris de fer par une forte pression, infusible, très-

légèrement soluble dans l'acide chlorhydrique, et plus soluble dans l'acide sulfurique concentré. Il absorbe l'oxygène de l'air et donne de l'acide titanique, surtout lorsqu'il est à l'état d'*hydrate bleu*. Il décompose l'eau même à froid. On l'obtient en chauffant de l'acide titanique avec du potassium, qui s'empare d'une portion d'oxygène de l'acide pour se transformer en potasse.

Sesquioxyde, Ti^2O^3.—Il est pulvérulent, noir ; mis dans l'eau, il devient *bleu* et finit par se transformer en acide titanique *blanc;* l'eau est décomposée et il se dégage de l'hydrogène. On l'obtient en décomposant l'acide titanique à une haute température par un courant de gaz hydrogène.

Acide titanique, $Ti\ O^2$. — Cet acide se trouve cristallisé dans plusieurs départements de France, à Horcajuela, dans la Vieille-Castille, en Hongrie, en Bavière, en Cornouailles, etc. ; il existe toujours dans les terrains primitifs. Le rutile, la brookite et l'anatase, sont essentiellement composés de cet acide, souillé par un peu d'oxyde de fer. Sa couleur varie extraordinairement, suivant les matières avec lesquelles il est combiné : lorsqu'il a été séparé de ces différentes substances et convenablement préparé dans les laboratoires, il est blanc, très-difficile à fondre ; il rougit l'infusum de tournesol. Il est soluble dans les alcalis ; ces dissolutions, évaporées, donnent des *titanates,* dont on peut séparer une partie de l'alcali par des lavages répétés. S'il a été fortement calciné, il forme des composés insolubles avec les acides arsénique, phosphorique, oxalique ou tartrique ; mais il se dissout dans l'acide sulfurique concentré bouillant. Au contraire, s'il a été précipité par l'ammoniaque à l'état d'hydrate, il est complétement soluble dans les acides.

Préparation. On fait fondre le *rutile* (acide titanique contenant 1 ou 2 centièmes de sesquioxyde de fer et de l'étain) avec son poids de chlorure de baryum dans un creuset brasqué à la température d'un essai de fer ; on dissout l'excès de chlorure de baryum dans l'eau et l'on traite le résidu par l'acide sulfurique qui dissout l'acide titanique ; on fait passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans la liqueur pour précipiter l'étain ; la liqueur filtrée, traitée par l'ammoniaque, laisse déposer de l'acide titanique coloré par du sulfure de fer ; on abandonne la liqueur au repos ; on décante et on verse sur le précipité de l'acide sulfureux qui dissout le sulfure de fer, après l'avoir fait passer à l'état d'hyposulfite, et laisse l'acide titanique *blanc.*

DES SELS DE PROTOXYDE DE TITANE.

Ils sont acides ou basiques ; les premiers sont seuls solubles, de couleur rouge, et précipitent en bleu par les carbonates alcalins ; exposé à l'air humide, ce précipité acquiert une couleur cannelle ; mis dans l'eau, il passe au vert. Les sels basiques sont noirs ou bleus.

DES SELS COMPOSÉS D'ACIDE TITANIQUE ET D'UN AUTRE ACIDE.

Ces composés de titane sont en général incolores, d'une saveur acide et peu solubles dans l'eau ; leurs dissolutions précipitent en blanc par les carbonates de potasse et de soude et par l'oxalate d'ammoniaque, en brun rougeâtre sanguin par l'*infusum* de noix de galle et par le cyanure jaune de potassium et de fer : ce dernier réactif les précipite au contraire en vert-gazon brunâtre s'ils contiennent du fer, et le précipité passe, par l'addition d'un peu de potasse, au pourpre, puis au bleu ; enfin il devient blanc. Une lame d'étain ou de zinc plongée dans une de ces dissolutions fait prendre au liquide qui l'entoure une belle couleur violette ou bleue, et y forme un précipité bleu d'hydrate de protoxyde. Ces composés sont peu stables ; ils sont rarement transparents, et si on les étend d'eau, ils laissent déposer l'acide titanique à la chaleur de l'ébullition.

DES TITANATES.

Les titanates neutres de potasse et de soude sont insolubles dans l'eau et solubles dans l'acide chlorhydrique ; ce *solutum* est décomposé par l'ammoniaque, qui précipite du titanate acide d'ammoniaque, lequel étant chauffé laisse de l'acide titanique. L'eau bouillante les transforme en titanates acides et en titanates basiques. On les obtient en faisant fondre dans un creuset l'acide titanique avec 2 parties d'alcali, et en séparant l'excès d'alcali par l'eau froide.

DE L'URANE. U. Équivalent = 750.

L'urane ne se trouve dans la nature qu'à l'état de protoxyde et de phosphate ; il fait partie de la mine connue sous le nom de *pechblende*.

D'après les recherches de M. Péligot, le corps connu pendant si longtemps sous le nom d'urane n'est qu'un oxyde d'un métal qu'il nomme

uranium. Il est sous forme de poudre noire; souvent aussi on le trouve le long des creusets où il a été préparé, avec un aspect brillant argentin. Il est extrêmement combustible; au-dessus de 200° il se change en oxyde vert. Il est attaquable par les acides dilués, avec lesquels il donne des sels de couleur verte en dégageant du gaz hydrogène. L'uranium peut se combiner avec les corps simples non métalliques.

M. Péligot extrait l'uranium en traitant le chlorure de ce métal par le potassium, comme pour l'aluminium.

Les minerais qui contiennent l'urane sont employés à la coloration des verres en jaune; l'urane peut seul jusqu'à présent offrir cette teinte avec tous les effets de polychroïsme que ce métal présente.

Protoxyde (*urane* d'autrefois), UO. — Il est pulvérulent, brun, très-pyrophorique. A une chaleur rouge sombre, l'air le fait passer d'abord à l'état d'un oxyde intermédiaire couleur d'olive foncé, UO, U^2O^3, puis à l'état d'oxyde *noir*, $2UO, U^2O^3$. Il est soluble dans les acides, avec lesquels il donne des sels de protoxyde mélangé de sels de sesquioxyde. On l'obtient en décomposant l'oxalate de sesquioxyde d'uranium par l'hydrogène à une chaleur rouge.

Sesquioxyde, U^2O^3. *Hydraté*, $U^2O^3, 2HO$. — Il est jaune, insoluble dans l'eau, et très-soluble dans les acides; à 300° il devient anhydre; chauffé plus fortement il donne de l'oxygène et un oxyde vert intermédiaire. On l'obtient en laissant à l'air le précipité brun violacé qui se produit lorsqu'on expose à la lumière solaire une dissolution d'oxalate jaune d'uranium. M. Malagutti prépare l'hydrate, $U^2O^3, 2HO$, en traitant par l'alcool absolu l'azotate de sesquioxyde d'uranium.

Oxydes intermédiaires. — *Oxyde vert*, UO, U^2O^3. On le prépare en chauffant à l'air l'uranium ou le protoxyde. *Oxyde noir*, $2UO, U^2O^3$. On l'obtient en chauffant plus fortement, à l'air, le protoxyde.

DES SELS DE PROTOXYDE D'URANE.

Ils sont d'un vert intense, difficilement cristallisables et d'une saveur astringente; l'air les fait passer à l'état de sels de sesquioxyde; les alcalis en précipitent le protoxyde hydraté noirâtre qui passe, à l'air, à l'état de sesqui oxyde jaune; ils précipitent en noir par les sulfures, en brun chocolat par l'infusion de noix de galle, en rouge de sang par le cyanure jaune de potassium et de fer. L'acide sulfhydrique ne les trouble pas. Les réactifs oxydants les transforment en sels de sesquioxyde.

DES SELS FORMÉS PAR LE SESQUIOXYDE D'URANE.

Les sels de sesquioxyde d'urane ont une saveur astringente, forte, sans mélange de saveur métallique. Ils sont tous colorés en jaune ou en blanc jaunâtre. La potasse caustique précipite l'oxyde jaune de ceux qui sont solubles dans l'eau. Les carbonates de potasse et de soude y font naître un précipité jaune-citron : ces précipités se dissolvent dans un excès de carbonate. Les sulfures y produisent un dépôt jaune brun qui est du sulfure d'urane. L'acide sulfhydrique ne les trouble pas. Le cyanure jaune de potassium et de fer y forme un précipité rouge brunâtre, et l'infusion de noix de galle un précipité chocolat. Tous ces sels sont sans usages.

DES MÉTAUX DE LA TROISIÈME CLASSE.

Ces métaux, au nombre de six, le fer, le cadmium, le cobalt, le nickel, le chrome et le vanadium, absorbent le gaz oxygène à la température la plus élevée, et donnent des oxydes irréductibles par la chaleur seule; ils ne décomposent l'eau qu'à une chaleur rouge; toutefois ils peuvent décomposer ce liquide à froid sous l'influence des acides un peu énergiques.

DU FER. Fe. Équivalent = 350 (ou 28 fois celui de l'hydrogène).

Ce métal se trouve dans la nature, 1° à l'état natif, dans des filons, auprès de Grenoble, à Kamsdorf en Saxe, en Amérique, suivant Proust; ou bien en masses considérables : il en existe une à *Olumpa,* lieu de l'Amérique méridionale, dont le poids s'élève à 1500 myriagrammes; d'autres ont été trouvées en Sibérie, à Aken, près de Magdebourg, en Bohême; et, suivant M. de Humboldt, au Pérou, au Mexique, à Colombie; 2° combiné avec diverses proportions d'oxygène, constituant des oxydes anhydres ou hydratés, ou avec des corps simples, tels que le soufre, l'arsenic et quelques autres métaux; 3° enfin, avec l'oxygène et un acide, ce qui donne lieu à des sels ferrugineux.

Le fer gris du commerce contient toujours des traces de carbone, de silicium et quelquefois de phosphore. Il est d'un gris bleuâtre, d'une structure granuleuse, un peu lamelleuse, malléable et surtout ductile :

on sait qu'il a été réduit en fils assez minces pour pouvoir en faire des perruques : sa ténacité est extrême : on ne peut rompre un fil de fer de 2 millimètres de diamètre qu'en lui faisant supporter un poids de 242,659 kilogrammes ; il est très-dur, et répand une odeur sensible lorsqu'on le frotte ; il jouit, à un très-haut degré, de la propriété magnétique, en sorte qu'on l'emploie pour faire les aimants artificiels (1) : il ne partage cette propriété qu'avec le nickel et le cobalt, qui la possèdent à un degré beaucoup plus faible ; son poids spécifique est de 7,7 et de 7,9, s'il a été martelé.

Le fer pur obtenu en réduisant au rouge vif un de ses oxydes purs par l'hydrogène sec est d'un *blanc d'argent ;* il est, au contraire, en poudre noire très-poreuse et *pyrophorique,* si la réduction a été opérée à l'aide d'une lampe à alcool (Magnus).

Le fer exige pour se fondre la température la plus élevée que l'on puisse produire dans un fourneau à vent ; il semble pouvoir cristalliser en cubes et en octaèdres ; du moins, d'après Wöhler, on l'aurait obtenu sous la première de ces formes, à l'ouverture des hauts-fourneaux qui servent à extraire le fer ; et sous la seconde, dans le coulage de grandes masses de fonte. M. Péligot l'a obtenu en très-beaux cristaux *cubiques* en réduisant le protochlorure de fer par l'hydrogène à une température élevée. Il se ramollit bien au-dessous de son point de fusion ; dans cet état on peut lui donner toutes les formes qu'exige l'industrie, et il peut se souder à lui-même sans l'intermédiaire d'un autre métal. S'il est en contact avec le gaz *oxygène* à la chaleur blanche, il brûle vivement, en lançant de tous côtés des étincelles brillantes. D'Arcet a fait voir qu'il en était de même avec l'*air atmosphérique,* si l'on présentait une barre de fer, chauffée au rouge blanc, au vent d'un fort soufflet de forge : dans l'un et l'autre cas, le fer s'oxyde, augmente de poids, donne lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière, et passe successivement à l'état de *protoxyde* et de *sesquioxyde,* si toutefois la température n'est pas rouge blanc, car alors il se formerait un composé de protoxyde et de sesquioxyde. Les battitures qui se détachent du fer que l'on a fait rougir pendant quarante-huit heures, et que l'on bat après, ne sont point homogènes, d'après Mosander ; la première couche contient d'autant plus de sesquioxyde de fer, que l'on approche davantage de sa surface extérieure ; mais la seconde couche est homogène, et peut être con-

---

(1) Les aimants naturels sont principalement formés d'un équivalent de protoxyde et d'un équivalent de sesquioxyde, Fe^3O^4, ou bien FeO, Fe^2O^3.

sidérée comme formée par la réunion de six équivalents de protoxyde de fer avec un équivalent de sesquioxyde; d'où il suit qu'en raison de la température et de la surface chauffée on peut faire varier la composition de cet oxyde. Quoi qu'il en soit, si on continue à faire rougir pendant quelque temps ces battitures avec le contact de l'air, on les transforme en *sesquioxyde* (*safran de mars astringent*). A la *température* ordinaire, le gaz oxygène et l'air *sec* ne l'altèrent pas; ils l'oxydent s'ils sont *humides ;* ainsi l'air froid le transforme en *safran de mars apéritif,* composé, d'après Soubeiran, d'hydrate de sesquioxyde à trois équivalents d'eau, mélangé à des quantités variables et accidentelles de carbonate sesquibasique, et quelquefois de carbonate neutre de protoxyde de fer; il se produit en outre un peu d'*ammoniaque ;* d'où il faut conclure que la vapeur aqueuse de l'atmosphère a également été décomposée, que son oxygène a oxydé le métal, tandis que l'hydrogène s'est combiné avec l'azote de l'air, pour former de l'ammoniaque (Austin, Chevallier (1).

L'action du gaz *hydrogène* sur le fer n'est pas encore bien connue, malgré les travaux de Dupasquier, qui admet l'existence d'un hydrogène *ferré.* On ignore quel est le résultat de l'action directe du *bore* sur lui; mais il existe un borure de fer, FeBo, que l'on obtient en chauffant fortement, dans un tube de porcelaine, du borate de fer, et en le faisant traverser par un courant de gaz hydrogène. Ce borure est d'un blanc argentin brillant, et inaltérable à l'air froid.

Le *carbone* et le fer peuvent s'unir en diverses proportions et donner naissance à plusieurs carbures, tels que l'acier, la fonte, etc. L'*acier* est constamment un produit de l'art; on en distingue quatre espèces, savoir :

1° L'*acier d'Allemagne,* qui n'est que l'acier *naturel* obtenu en laissant pendant plusieurs heures la fonte manganésée en fusion sous l'influence d'un courant d'air qui en brûle l'excès de carbone. Il est d'une qualité inférieure aux deux autres, car il contient souvent du fer mélangé qui le rend plus mou, mais aussi plus facile à forger. Il est principalement employé à la confection des instruments aratoires.

---

(1) Ce fait est d'autant plus important pour la médecine légale, que les gens de l'art sont souvent appelés pour décider si les taches rougeâtres que l'on observe sur les instruments tranchants, sont formées par du sang : or, il est évident, d'après ce qui vient d'être dit, qu'il est impossible de reconnaître, par la simple action de la chaleur, et par cela seul qu'il se dégage de l'ammoniaque, si les taches sont produites par du sang ou par de la rouille.

2° L'*acier de cémentation*, que l'on prépare en chauffant, dans des caisses en tôle ou en brique, des barres de fer doux enveloppées d'un mélange de poudre de charbon de bois, de suie, pour qu'elles ne se touchent pas, et auxquels on ajoute quelquefois de la cendre de bois et du sel marin, et qui porte le nom de *cément*; le fer, ainsi chauffé pendant cinq ou six jours, se combine avec une portion du charbon, et constitue l'acier, qui, en raison des boursouflures qui couvrent sa surface, porte aussi le nom d'acier *poule*. Il est de bonne qualité.

3° L'*acier fondu* est le plus homogène de tous et le meilleur pour la fabrication des instruments tranchants. On le prépare en fondant des morceaux des aciers précédents dans des creusets de terre très-réfractaire, après les avoir recouverts d'une couche de charbon et de verre pilé; il se forme des scories que l'on enlève, et lorsque cet acier a été maintenu en fusion pendant quelque temps, on le coule sous forme de lingots. Il est très-dur et peut prendre un beau poli. Il se trempe souvent par la seule action de l'air.

4° L'*acier damassé*, enfin, n'est que l'un des précédents, maintenu longtemps en fusion avec un excès de carbone, de manière qu'il en dissout une plus grande quantité, qui paraît cristalliser et produit des dessins que l'on met à nu, en lavant la surface des instruments fabriqués avec cet acier, à l'aide d'une eau légèrement acidulée. D'après Anocoff, le meilleur procédé pour obtenir l'acier damassé consiste à fondre dans un creuset réfractaire 5 kil. de fer très-pur avec $1/_{12}$ de graphite, $1/_{32}$ de battitures de fer et $1/_{24}$ de *dolomie* servant de flux. On damasse le produit avec du sulfate de fer mélangé de sulfate d'alumine; ainsi damassé, il est beaucoup plus dur que le meilleur acier fondu.

Ces aciers sont presque entièrement formés par du fer, car ils ne contiennent que depuis 1 millième jusqu'à 10 millièmes de leur poids de charbon; les meilleurs sont ceux dans la composition desquels il n'entre que 7 à 8 millièmes de charbon. Ils contiennent, en outre, des traces de silicium et de phosphore. L'acier anglais est formé de 0,62 de carbone, de 0,03 de silicium, de 0,03 de phosphore, et de 99,32 de fer. L'acier français de première qualité renferme 0,65 de carbone, 0,04 de silicium, 0,07 de phosphore, et 99,24 de fer. L'acier peut contenir, en outre, des petites quantités de manganèse, d'aluminium et des traces d'arsenic.

L'acier est brillant, sonore, susceptible d'être poli, insipide, inodore, très-malléable, très-ductile, d'une structure granuleuse, un peu moins pesant et plus dur que le fer. Si, après l'avoir fortement chauffé, on le refroidit subitement en le plongeant dans l'eau froide, dans du mercure, dans des acides, dans des huiles, etc., il acquiert de l'é-

lasticité, de la dureté, et devient cassant; il perd par conséquent sa ductilité et sa malléabilité; son tissu est plus serré et plus fin : on désigne cette opération sous le nom de *trempe*. L'acier trempé peut être *détrempé* et reprendre ses propriétés primitives si on le fait rougir et qu'on le laisse refroidir lentement.

La *fonte* contient du carbone, du silicium et quelquefois un peu de manganèse; elle renferme aussi des traces d'aluminium, de calcium, de cuivre, de phosphore et de soufre (voy. *Extraction du cuivre*). D'après M. Bromeis, on trouve dans 100 parties de fonte *grise* 0,930 de carbone chimiquement combiné et 2,340 de carbone à l'état de mélange, et dans la fonte *blanche* ordinaire, 1,514 de carbone combiné et 1,040 de carbone à l'état de mélange. M. Svanberg dit avoir analysé des fontes de l'Amérique septentrionale qui contenaient depuis 2,8913 jusqu'à 6,4797 de carbone pour 100.

Il existe encore d'autres *carbures* de fer pulvérulents, noirs, très-combustibles (tricarbure, quadricarbure, etc.), que l'on obtient soit en distillant le bleu de Prusse, ou un mélange de cyanure de fer et de cyanhydrate d'ammoniaque, ou des sels de fer composés d'un acide végétal. Ces carbures sont inusités. Celui qui résulte de la calcination du cyanoferrure de potassium est le seul qui soit à proportions définies, FeC^2.

La *plombagine*, ou la mine à crayon, considérée pendant longtemps comme un percarbure de fer, n'est que du charbon dans un état particulier.

Le *phosphore* en vapeur peut s'unir directement avec le fer; toutefois on obtient ce phosphure, Fe^4Ph, de préférence, en chauffant au feu de forge, dans un creuset brasqué, un mélange de phosphate de fer et de charbon. Il est d'un gris bleuâtre, brillant, cassant, plus fusible que le fer, pouvant cristalliser en prismes rhomboïdaux : il n'a point d'usages. Ce phosphure est si fragile, que lorsque le fer en contient quelques millièmes, il devient lui-même très-cassant.

On peut combiner le *soufre* avec le fer par l'action de la chaleur; on connait un assez grand nombre de sulfures qui ne sont pas tous le résultat de l'action directe du soufre sur le métal. — *Protosulfure*, FeS. Il existe quelquefois dans la nature; on l'obtient pur en décomposant à une température élevée le sulfate de protoxyde de fer par le charbon, ou bien en chauffant en vases clos un mélange de soufre et de lames de fer minces, et en volatilisant l'excès de soufre; si on veut l'avoir hydraté, on verse du monosulfure de potassium dans un *solutum* de sulfate de protoxyde de fer neutre. Il est solide, brillant, *non magnétique*, et d'une

couleur jaunâtre quand il est en poudre; par le contact simultané de l'air et de l'humidité, il se transforme en sulfate de protoxyde de fer. Le protosulfure que l'on prépare dans les laboratoires, en projetant dans un creuset rouge et par portions un mélange de soufre et de limaille de fer, contient souvent du sesquisulfure; c'est lui que l'on emploie à la préparation du gaz acide sulfhydrique. Le protosulfure de fer *hydraté* qui se forme lorsqu'on fait une pâte avec un peu d'eau, 60 parties de limaille de fer et 40 de soufre, et en la chauffant *légèrement* dans un ballon, constitue le *volcan de Lémery;* il suffit d'exposer à l'air ce produit, même refroidi, pour qu'il s'échauffe beaucoup et devienne incandescent en se transformant en sulfate, surtout lorsqu'on l'étale en couches minces. Le protosulfure, préparé avec du sulfate de protoxyde et du sulfhydrate d'ammoniaque, est un bon contre-poison du sublimé corrosif, s'il a été bien lavé et s'il est administré immédiatement ou très-peu de temps après l'empoisonnement (Mialhe). — *Sesquisulfure,* Fe^2S^3. Il existe dans la pyrite de *cuivre*. On l'obtient en faisant passer du gaz acide sulfhydrique sur du sesquioxyde de fer hydraté artificiel, bien sec, à la température de 100°, et à l'abri du contact de l'air. Il est gris jaunâtre, non magnétique, mais il devient attirable à l'aimant lorsqu'on le chauffe et qu'il perd $^2/_9$ de soufre. — *Bisulfure,* FeS^2. Il est très-abondant dans la nature, et connu en minéralogie sous les noms de *pyrite jaune, martiale blanche,* etc. On l'obtient en faisant passer du gaz acide sulfhydrique sur du sesquioxyde de fer à une température qui est entre 100° et la chaleur rouge. Il est jaune ou d'un blanc jaunâtre, brillant, *non magnétique;* si on le chauffe, il se transforme en un sulfure attirable à l'aimant, parce qu'il perd du soufre; il est inaltérable à l'air sec à froid; au rouge naissant, cet agent le change en gaz acide sulfureux et en sulfate; si la température est plus élevée, on obtient du gaz sulfureux et du sesquioxyde de fer. On l'emploie à l'extraction du soufre et à la fabrication de l'acide sulfurique. La *pyrite magnétique* naturelle est composée d'*un équivalent* de bisulfure et de *six équivalents* de protosulfure. Le *persulfure* de fer, FeS^3, résulte de l'action du gaz acide sulfhydrique sur du ferrate de potasse alcalin; il est sans importance. Il existe encore deux sous-sulfures de fer, Fe^8S et Fe^2S, qui n'ont point d'usages.

L'*iode* agit sur le fer comme sur le zinc. Le protiodure de fer, FeI, est en plaques plus ou moins épaisses, d'un vert tirant sur le brun, d'une saveur d'encre, très-déliquescentes et très-solubles dans l'eau, à laquelle il communique une couleur verte; ce *solutum* évaporé fournit des cristaux lamelleux, FeI, 4 HO. On l'obtient en mettant de l'eau sur de la limaille

de fer et de l'iode ; la dissolution concentrée est évaporée dans une capsule de porcelaine, dans le fond de laquelle on met une certaine quantité de grosse limaille de fer bien décapée, ou mieux encore de la tournure ou du fil de fer très-fin. Lorsque la liqueur est assez concentrée pour qu'elle se fige instantanément en en déposant une petite quantité sur un corps froid, on la décante et on la coule sur une plaque de verre ou de porcelaine, et on l'introduit immédiatement dans de petits flacons bouchés à l'émeri, bien secs et privés, autant que possible, d'air au moyen de la chaleur ; malgré cette précaution, le protiodure ne tarde pas à être altéré (Mialhe). On l'emploie aujourd'hui en médecine sous forme de pilules ; mais il faut avoir soin de le préparer bien neutre. Pour conserver indéfiniment les pilules d'iodure de fer, on roule celles-ci dans de la poudre de métal, afin d'empêcher leur oxydation pendant qu'on les prépare, puis on les enduit d'une sorte de vernis fait avec une dissolution éthérée de baume de Tolu, privée d'acide benzoïque par une digestion préalable dans l'eau. Ce procédé est fondé sur la grande volatilité de l'éther et la non-solubilité dans ce véhicule de la substance que l'on veut protéger (Blancard, séance de l'Académie de médecine du 14 août 1850).

Le *sesquiodure,* $Fe^2 I^3$, est liquide, rouge jaunâtre, soluble dans l'eau ; on l'obtient en faisant agir l'acide iodhydrique sur le sesquioxyde de fer hydraté.

Avec le *chlore,* le fer donne un proto et un sesquichlorure. Le *protochlorure anhydre,* FeCl, est jaunâtre, volatil, absorbant rapidement l'oxygène de l'air, qui le transforme en bichlorure jaune et en sesquioxyde de fer de couleur d'ocre rouge, lequel se précipite. Il est décomposé par l'hydrogène à une température élevée ; il se forme de l'acide chlorhydrique, et il reste du *fer pur* cristallisé. Le protochlorure *hydraté,* FeCl, 6 HO, est en cristaux verdâtres, qui dérivent d'un prisme rhomboïdal oblique. On obtient le protochlorure *anhydre* en chauffant du fer dans un courant de gaz acide chlorhydrique, et celui qui est hydraté, en dissolvant le métal dans le même acide liquide. Dans l'une et l'autre de ces opérations, l'acide chlorhydrique est décomposé, l'hydrogène se dégage, tandis que le chlore est absorbé par le fer.

Le *sesquichlorure anhydre,* $Fe^2 Cl^3$, est le résultat de l'action du chlore sec et en excès sur du fer à une température qui ne dépasse pas 100°, et dans un air parfaitement sec (Gobley, *Journ. de pharm.,* avril 1844). Il est rouge foncé, inodore, déliquescent, très-soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther ; il se conserve longtemps sans se décomposer.

Quand il est hydraté, il a pour formule $Fe^2Cl^3,5HO$. Lorsqu'on le chauffe avec du chlorhydrate d'ammoniaque, il donne un sublimé jaunâtre connu sous le nom de *fleurs martiales*.


$$\frac{H^3Az}{\text{Ammoniaque.}},\ \frac{HCl}{\text{A. chlorhydrique.}},\ \frac{Fe^2Cl^3}{\text{Sesquichlorure.}},\ 2HO$$

Le *brome* s'unit aussi en deux proportions avec le fer.

L'*azote* peut se combiner avec le fer rouge lorsqu'on expose celui-ci à un courant de ce gaz ; en effet, le métal augmente de poids, et il se dégage de l'azote quand on le dissout dans les acides (Despretz). Lorsqu'on fait agir à la fois l'air et l'eau sur le fer, celle-ci se décompose, et il se forme de l'oxyde de fer et de l'ammoniaque (Austin).

Le fer pur, tenu sous l'*eau* privée d'air, n'éprouve aucune altération : si l'eau contient de l'air, il se forme de l'hydrate de sesquioxyde d'un rouge brun, qui conserve sa couleur s'il est isolé du fer, mais qui devient d'un vert brunâtre s'il reste adhérent à sa surface : on explique ce dernier fait en admettant que, par le contact du fer et du sesquioxyde, il se forme un élément de la pile voltaïque : alors l'eau est décomposée par l'électricité, et il en résulte de l'hydrogène qui ramène à un degré inférieur l'oxyde rouge formé par l'action de l'air ; il est évident, d'après cela, que l'hydrogène obtenu par Lavoisier, en mettant du fer avec de l'eau sur le mercure, doit son origine au contact des deux métaux hétérogènes. La préparation de l'*éthiops martial* repose sur ce qui vient d'être dit : en effet, lorsqu'on humecte et que l'on remue de temps en temps de la limaille de fer bien décapée et exposée à l'air, le fer est d'abord oxydé par l'air, avec une légère élévation de température ; bientôt l'eau se décompose par l'effet électrique indiqué, et il se dégage de l'hydrogène ; le produit résultant de cette action constitue l'*éthiops martial* qui paraît être composé de sesquioxyde et de protoxyde de fer (1). M. Desfosses, de Besançon, a fait voir que la préparation de l'*éthiops* par le concours du fer, de l'air et de l'eau, peut être singulièrement abrégée par l'adjonction de divers acides et de sels qui hâtent l'oxydation : ainsi

(1) La production de ces oxydations locales et tuberculeuses brunes-verdâtres, que l'on a signalées dans ces derniers temps, çà et là dans les tubes d'une conduite en fonte que traversait l'eau, et qui finissaient par obstruer le passage de ce liquide, tient également à la même cause ; ces exubérances sont en effet composées de protoxyde et de sesquioxyde de fer, et paraissent se former surtout lorsque les eaux sont très-légèrement salées et à faible réaction alcaline (Payen, 1833).

il a obtenu ce corps en trois heures en mélangeant 150 grammes de limaille de fer, 20 grammes d'eau, 10 d'acide chlorhydrique et 2 d'acide azotique (*Journ. de pharm.*, août 1849).

Lorsqu'on laisse le fer et l'eau en contact avec l'air, à la température ordinaire, l'oxyde formé se dissout dans l'acide carbonique, surtout si on renouvelle l'air, en sorte que l'eau tient réellement du carbonate de protoxyde de fer en dissolution. L'eau *ferrugineuse* ou *chalybée* se prépare, en effet, en faisant digérer de vieux clous dans ce liquide exposé à l'air. Si au lieu d'agir ainsi, on fait passer de la *vapeur d'eau* à travers du fer chauffé jusqu'au rouge obscur dans un tube de porcelaine, il se forme sur-le-champ une très-grande quantité d'oxyde noir, Fe^3O^4, ou bien FeO, Fe^2O^3 (voy. p. 493); la décomposition s'opère, comme l'a prouvé Gay-Lussac, depuis le rouge obscur jusqu'au rouge blanc, et en proportion croissante avec la température. Cet oxyde peut être obtenu en rhomboèdres qui ressemblent aux cristaux de l'île d'Elbe, si, comme l'a fait M. Haldat, on emploie un petit faisceau formé de fils de fer de 2 ou 3 millimètres de diamètre, aplati sous le marteau, lié aux deux extrémités et au milieu, et fixé par un bout à un fil du même métal conduit hors du tube pour en retirer le faisceau : c'est sur la surface de ces lames que l'on voit les cristaux.

Le *fer* se dissout en partie dans la dissolution aqueuse de cyanogène : en effet, la liqueur acquiert une belle couleur pourpre par l'addition de l'infusion de noix de galle ; il se produit en même temps du bleu de Prusse insoluble, qui reste mêlé avec le fer non dissous (Vauquelin) : dans cette expérience, l'eau et une partie du cyanogène sont décomposées, et il se forme de l'acide carbonique, un autre acide oxygéné, qui est probablement de l'acide cyanique, de l'ammoniaque, et un composé de cyanogène et de fer (bleu de Prusse). Je parlerai des cyanures de fer après avoir fait l'histoire des sels de ce métal.

On ignore quelle est l'action des oxydes de *carbone* et de *phosphore* sur le fer. Ce métal décompose le *protoxyde d'azote* à une température élevée : il agit probablement de même sur le gaz *bioxyde d'azote*.

Il n'altère point l'acide *borique*. Il transforme, au contraire, le gaz acide *carbonique* en gaz oxyde de carbone, et passe à l'état d'oxyde de fer, pourvu que la température soit assez élevée ; l'eau saturée de ce gaz dissout peu à peu la limaille de fer, et la fait passer à l'état de carbonate ; le métal s'oxyde aux dépens du liquide. Il opère la décomposition de l'acide *phosphorique* à une température rouge. Il agit sur l'acide *sulfurique* comme le zinc (voy. *Zinc*), et passe à l'état de sulfate de protoxyde. L'acide *chlorique* attaque le fer, le dissout sans dégagement de gaz, et produit une chaleur très-

sensible; suivant Vauquelin, l'oxygène de cet acide oxyde le métal, et il se forme un composé de chlore et de sesquioxyde de fer.

L'acide *azotique* très-concentré n'a pas d'action sur le fer à froid, et agit à peine à la température de l'ébullition; étendu d'un peu d'eau, il se décompose en partie, cède une portion de son oxygène au fer, et il se dégage de l'azote, du protoxyde ou du bioxyde d'azote; le fer passe à l'état de sesquioxyde rouge, qui se précipite en grande partie sous forme de flocons, et qui se dissout en partie dans l'acide non décomposé; il se produit en outre de l'azotate d'ammoniaque, par l'union de l'azote mis en liberté et de l'hydrogène d'une petite partie d'eau qui a été décomposée. Si l'acide azotique est excessivement faible, s'il ne marque, par exemple, que 5 degrés à l'aréomètre, il se forme un sel composé d'azotate de protoxyde et de sesquioxyde. L'acide *hypoazotique* agit aussi avec beaucoup d'énergie sur le fer. Les acides *chlorhydrique* et *sulfhydrique* exercent sur lui la même action que sur le zinc.

Les usages de ce métal précieux sont innombrables et généralement connus.

Caractères distinctifs du fer. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur le gaz oxygène à une température élevée; 3° l'acide sulfurique affaibli le transforme, à froid, en sulfate de protoxyde (voy. *Sels de protoxyde*) avec dégagement de gaz hydrogène.

Extraction. On peut extraire ce métal d'une assez grande variété de minerais et par plusieurs procédés différents; cependant toutes ces méthodes se résument dans l'action qu'exerce le charbon sur un oxyde de fer porté à une température élevée. D'abord ces minerais sont soumis à des opérations mécaniques qui ont pour but soit de les débarrasser par des lavages des matières terreuses qui les souillent, soit de volatiliser certains principes par l'action de la chaleur, ou de les désagréger. Ainsi préparés, les minerais sont placés dans un four formé par deux cônes en briques réfractaires, réunis base à base, auquel on donne le nom de haut-fourneau, et dans lequel ils sont réduits. Pour cela, on chauffe d'abord le fourneau, et lorsque sa température est suffisamment élevée, on projette de temps à autre, par la partie supérieure appelée *gueulard,* un mélange de charbon et de minerai, afin de maintenir le fourneau toujours plein. A cette température, activée par le vent de bons soufflets, le charbon s'empare de l'oxygène de l'oxyde de fer, et donne naissance à de l'oxyde de carbone et à de l'acide carbonique qui se dégagent, tandis que le fer ramené à l'état métallique fond, se combine avec une certaine quantité de charbon, et constitue la *fonte.* A cet état, elle se rend dans la partie inférieure du fourneau appelé creuset, et à la paroi duquel il

existe une ouverture, bouchée seulement avec de l'argile, que l'on ouvre aussitôt que la quantité de fonte est assez considérable pour la conduire dans des sillons formés de sable où elle se refroidit. Ainsi moulée, elle porte le nom de *gueuse*.

Il est des minerais qui sont mélangés d'une grande quantité d'acide silicique, lequel, en se combinant avec une portion de fer, forme un silicate qui, par son abondance, cause une perte considérable. On évite cet inconvénient en ajoutant du carbonate de chaux auquel on donne le nom de *castine*, et qui forme un silicate à base de chaux et non de fer. Si, au contraire, le minerai contenait beaucoup de chaux, il serait difficilement réductible; il faudrait alors y ajouter une quantité proportionnelle d'argile, portant le nom d'*erbue*, qui, par l'acide silicique qu'elle renferme, formerait du silicate de chaux ne pouvant plus nuire à l'opération.

Tous ces silicates, plus légers que la fonte, se réunissent à la partie supérieure du bain de fonte, et constituent les scories vitreuses que l'on désigne sous le nom de *laitier*.

La fonte obtenue de cette opération, pour être réduite à l'état de fer, est coupée en morceaux appelés *loupes*, que l'on porte au rouge dans un four, sous l'influence d'un courant d'air, afin de brûler la plus grande partie du carbone qu'elle renferme. Cette opération porte le nom de *pudlage*. On soumet enfin ces loupes à l'action d'un très-fort marteau appelé *martinet*, qui les transforme en barres de fer que l'on livre au commerce.

DES OXYDES DE FER.

Ils sont au nombre de trois.

Protoxyde, Fe O.—Il n'existe qu'à l'état d'*hydrate* et dans les sels de protoxyde de fer. Il est solide, *non magnétique*, blanc au moment même où il vient d'être préparé, car à peine a-t-il le contact de l'air ou de l'eau aérée, qu'il change rapidement de couleur et de nature : ainsi il devient successivement d'un vert clair, d'un vert foncé, bleu noirâtre et jaune d'ocre; alors il se trouve transformé en sesquioxyde hydraté. Si on le fait bouillir dans de l'eau *non aérée* pendant un temps suffisant, il perd son eau, devient noir et se trouve changé en oxyde magnétique, FeO, Fe^2O^3. Il est soluble dans l'ammoniaque, et suivant M. Vœlker, la potasse en dissout une très-petite quantité. Il n'existe dans la nature que combiné à du sesquioxyde de fer, comme dans l'aimant naturel, ou à des acides. Il est formé de 77,78 de fer, et de 22,22 d'oxygène.

Préparation. Comme il se produit toutes les fois que l'on traite le fer

par l'acide sulfurique, il ne s'agit que de décomposer le sulfate de protoxyde de fer par de la potasse, en vaisseaux *clos*, en employant des dissolutions non aérées. Jusqu'à présent il a été impossible de préparer du protoxyde de fer anhydre sans mélange de sesquioxyde; ce qui fait qu'on ne saurait affirmer qu'il soit noir, comme cela paraît pourtant probable.

Sesquioxyde ou *peroxyde* (safran de Mars astringent, rouge d'Angleterre, colcothar), $Fe^2 O^3$. — Il existe très-abondamment dans la nature, et se présente sous diverses formes. Il est rouge-violet, sans action sur l'aimant, à moins qu'il ne soit en grandes masses et beaucoup plus fusible que le fer; chauffé jusqu'au rouge blanc, il est décomposé et transformé en gaz oxygène et en oxyde magnétique, $Fe O, Fe^2 O^3$; le gaz *oxygène* et l'air ne lui font éprouver aucune altération; le *chlore*, placé dans des circonstances particulières, peut s'unir avec cet oxyde et former un chlorure de sesquioxyde rouge; on peut même obtenir ce composé directement, d'après Grouvelle, en traitant le protoxyde de fer par le chlore; il est décomposé par l'hydrogène et donne du fer pur; le *soufre* le décompose aussi à une température élevée; il se forme, dans ce cas, du gaz acide sulfureux et du bisulfure de fer. Chauffé avec l'acide *sulfurique* concentré, il fournit un sulfate incolore plus ou moins acide, contenant peu d'eau. Il est formé de 70 de fer et de 30 d'oxygène. On l'emploie pour extraire le métal, pour polir, pour colorer les rouges-bruns, etc. Il constitue la rouille, le safran de Mars astringent, et fait la base du safran de Mars apéritif.

Préparation. On l'obtient, 1° en chauffant le fer jusqu'au rouge-cerise avec le contact de l'air; 2° en décomposant les sels de sesquioxyde de fer par la potasse, et lavant le précipité; 3° en traitant le fer par l'acide azotique, et décomposant l'azotate par la chaleur; 4° en décomposant le sulfate de protoxyde de fer par le feu.

On l'emploie comme contre-poison de l'acide arsénieux, avec lequel il forme un arsénite insoluble dans les liqueurs neutres, mais cependant soluble dans des liqueurs acides. Celui que l'on destine à cet usage est hydraté et doit être préparé en oxydant le sulfate de protoxyde de fer pur, par une ébullition prolongée dans l'eau aiguisée d'acide azotique et en précipitant cette dissolution par l'ammoniaque; il se forme un abondant précipité rouge-brun gélatineux, que l'on jette sur un filtre, et qu'on lave à grande eau pour le débarrasser du sel ammoniacal qui s'est formé et de l'excès d'ammoniaque libre. On le conserve dans un flacon bouché, sous une couche d'eau distillée.

Il faut bien se garder, dans cette circonstance, de précipiter cet oxyde

par la soude ou la potasse, car il retient, malgré le lavage, une certaine quantité de l'une ou de l'autre de ces bases qui formeraient avec l'acide arsénieux des arsénites solubles.

Il arrive assez fréquemment que le sesquioxyde de fer, préparé à l'aide du sulfate du commerce, contient lui-même de l'arsenic; cela provient de ce que le sulfate a été obtenu par l'oxydation des pyrites, qui renferment toujours une assez forte proportion de sulfure d'arsenic. Ce sesquioxyde ne sera jamais arsenical, si avant de traiter par l'acide azotique le sulfate de protoxyde de fer, on a eu soin de faire passer à travers celui-ci un courant de gaz acide sulfhydrique, jusqu'à ce que tout l'arsenic ait été précipité à l'état de sulfure jaune.

Les avantages du sesquioxyde de fer comme contre-poison de l'acide arsénieux ne sont ni plus ni moins réels que ceux de la magnésie (voy. p. 437).

M. Witstein a fait une observation importante: il a vu que le sesquioxyde récemment préparé est amorphe et contient 3 équivalents d'eau pour 1 d'oxyde; au bout d'un certain temps, *quand il est gardé sous l'eau,* il devient cristallin, plus cohérent, moins soluble dans les acides, et ne renferme plus qu'un équivalent et demi d'eau. Il est évident, d'après cette remarque, qu'il est plus avantageux d'administrer comme contre-poison de l'acide arsénieux, le sesquioxyde de fer hydraté *récemment préparé,* que celui qui est ancien. Au reste, en dissolvant dans l'acide chlorhydrique l'oxyde cristallisé, et en précipitant la dissolution par l'ammoniaque, on obtient de nouveau l'oxyde à 3 équivalents d'eau (*Journ. de pharm.,* février 1847).

Acide ferrique, FeO^3. — Il n'est pas connu à l'état de liberté; on ne l'a obtenu, jusqu'à présent, qu'à l'état de *ferrate.* Lorsqu'on fait passer du chlore dans de la potasse très-concentrée qui tient en suspension de l'hydrate de sesquioxyde de fer, il se forme du *ferrate* de potasse; dans ce cas, la potasse cède son oxygène au sesquioxyde de fer pour le faire passer à l'état d'acide *ferrique,* et il se produit du chlorure de potassium; on n'obtient pas, comme on l'avait cru, du chlorate de potasse. On prépare également le ferrate de potasse par la voie sèche, en jetant sur 5 grammes de limaille de fer que l'on a préalablement fait rougir, 10 grammes d'azotate de potasse desséché et réduit en poudre. A une température de 100° le ferrate de potasse se décompose en potasse, en sesquioxyde de fer et en oxygène qui se dégage; toutes les substances organiques lui font éprouver une décomposition analogue; on peut rapprocher ces réactions de celles que présente le bioxyde d'hydrogène dans les mêmes circonstances. La composition de l'acide ferrique est re-

présentée par la formule FeO^3, qui se rapproche de celles des acides chromique, manganique et sulfurique. Il contient 53,84 de fer et 46,16 d'oxygène. M. Frémy, qui a découvert cet acide, a encore vu qu'en traitant le sesquioxyde de fer par le bioxyde de baryum, il paraît se former une combinaison de fer et d'oxygène *intermédiaire* entre le sesquioxyde et l'acide ferrique (*Journ. de pharm.,* année 1842).

Oxyde de fer magnétique, Fe^3O^4, ou bien FeO, Fe^2O^3. — Si je consacre un article particulier à l'histoire de cet oxyde, ce n'est pas qu'il constitue un oxyde à part, mais seulement en raison de son importance. On le trouve, 1° cristallisé ; 2° en couches considérables de masses granuleuses, faisant partie des terrains primitifs ou intermédiaires anciens ; 3° dans certains sables ferrugineux ; 4° à l'état d'*aimant*, nom qui est réservé pour désigner les variétés *compactes* de cet oxyde. C'est encore lui qui se forme quand la vapeur d'eau est décomposée par le fer à une température rouge obscur, et lorsqu'on fait bouillir dans l'eau non aérée l'hydrate de protoxyde blanc (voy. p. 490). Il est solide, vert foncé quand il est hydraté, et noir s'il est anhydre ; il est magnétique dans les deux états ; il est fusible, susceptible d'absorber l'oxygène de l'air et de passer à l'état de *sesquioxyde* rouge lorsqu'on le chauffe dans des vases ouverts, indécomposable par le feu, formant avec les acides sulfurique ou chlorhydrique des sels solubles *jaunes* qui diffèrent des sels de protoxyde ; en effet, pour ne citer qu'un caractère distinctif, l'ammoniaque en précipite un *oxyde noir hydraté, magnétique même sous l'eau,* et que l'air *ne transforme point* en sesquioxyde rouge. Il est formé de 72,42 de fer, et de 27,58 d'oxygène.

Oxyde de fer des battitures (voy. p. 483).

Sous-oxyde. — Cet oxyde, admis par M. Marchand, aurait pour composition Fe^4O.

DES SELS DE FER.

Le protoxyde et le sesquioxyde peuvent se combiner avec un certain nombre d'acides, et former des sels.

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE DE FER.

Les dissolutions de ces sels sont légèrement colorées en vert ; elles ont une saveur astringente ; les alcalis en précipitent le protoxyde blanc, qui, par le contact de l'air, passe subitement au vert foncé (sesquioxyde protoxydé), puis au rouge, phénomène qui dépend de ce que le pro-

toxyde absorbe l'oxygène de l'air, et se transforme finalement en sesquioxyde : l'ammoniaque dissout une partie du protoxyde précipité. Le carbonate de potasse en précipite du carbonate de protoxyde blanc qui verdit aussi par son exposition à l'air, mais avec beaucoup moins de rapidité ; il en est à peu près de même du précipité blanc formé par le borate de soude; celui qui est déterminé par le phosphate de soude est également blanc, et tarde beaucoup plus à passer au vert. Le cyanure *jaune* de potasium et de fer y fait naître un précipité blanc (protocyanure de fer contenant du potassium) qui devient bleu aussitôt qu'il a le contact de l'air; le cyanure *rouge* les précipite en vert ou en bleu ; il est même beaucoup plus sensible que le précédent. Les divers changements de couleur dont je parle, et la suroxydation qui en est la cause, peuvent être instantanément produits par le chlore : en effet, ce corps favorise la décomposition de l'eau en s'unissant à l'hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique, tandis que l'oxygène se combine avec le protoxyde. Les sulfures solubles précipitent les dissolutions de protoxyde en noir; le précipité est du sulfure de fer plus ou moins sulfuré. L'acide sulfhydrique *ne les précipite pas.* Elles absorbent le gaz bioxyde d'azote en assez grande quantité, et deviennent brunes. L'acide gallique ne change point leur couleur : il en est de même de l'acide *hydrosulfocyanique*. L'acide *indigotique* les jaunit dans le même instant sans les précipiter, mais peu à peu la couleur passe à l'orangé et même au rouge ; cette dernière nuance ne se manifeste que lorsque le sel s'est transformé en sel de sesquioxyde par le contact de l'air. L'infusion de noix de galle ne les précipite en violet qu'autant que le mélange a eu le contact de l'air pendant quelque temps.

Carbonate, FeO, CO^2.— On trouve ce sel dans la nature, pur et cristallisé, mais le plus souvent uni en diverses proportions, tantôt avec des carbonates de chaux, de magnésie, de manganèse et de l'eau, tantôt avec quelques-unes de ces substances. On appelle, en minéralogie, le composé qui résulte de ces différents corps, *fer spathique* ou *mine d'acier ;* il existe en France, en Saxe, en Hongrie, etc.; sa couleur est blanche, jaune, grise ou brunâtre (1); sa texture est lamelleuse; son poids spécifique est de 3,67. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est blanc et passe rapidement au vert, puis au jaune rougeâtre, par le contact de l'air humide dont il absorbe l'oxygène; il est décomposable par le feu

---

(1) Dans certaines variétés de fer spathique, le carbonate de fer est à l'état de sesquioxyde.

en oxyde de fer noir magnétique et en un mélange d'acide carbonique et d'oxyde de carbone. Il est insoluble dans l'eau. On s'en sert avec grand avantage pour en extraire le fer et pour faire l'acier.

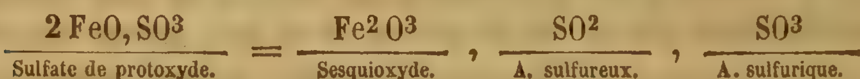
Ce *carbonate*, lorsqu'il est récemment précipité, se dissout très-bien dans l'acide carbonique et forme un sel acide soluble qui fait partie de la plupart des eaux minérales ferrugineuses : ce *solutum* exposé à l'air se trouble et laisse précipiter du sesquioxyde jaune rougeâtre; la chaleur en dégage de l'acide carbonique, et il se précipite aussi du sesquioxyde rougeâtre; enfin le même précipité se produit lorsque la dissolution est enfermée dans des vases *privés d'air*, qui sont exposés à l'action de la *lumière solaire*. Ces caractères peuvent servir à faire reconnaître les eaux *minérales ferrugineuses carbonatées*.

Sulfate, $FeO,SO^3,7HO$. — On ne trouve presque jamais ce sel à l'état de pureté dans la nature; il y existe très-souvent mêlé avec le sous-sulfate de sesquioxyde, ce qui constitue la *couperose verte* ou le *vitriol vert:* on trouve aussi assez fréquemment dans les argiles ferrugineuses un sulfate double d'alumine et de fer qui constitue l'alun de fer connu sous le nom d'alun de plume; enfin l'on conçoit que, selon la nature du minerai qui le fournit, il peut contenir du manganèse, et le plus souvent du cuivre, du sulfate de chaux, et quelquefois du zinc et de l'étain. Lorsque le sulfate de fer a été obtenu par l'art, il est sous forme de rhombes terminés par un biseau partant de la plus grande diagonale du rhombe, transparents, d'un vert d'émeraude, et doués d'une saveur styptique analogue à celle de l'encre : exposés à l'air, ils s'effleurissent, et leur surface se recouvre de taches jaunâtres *ocreuses* et opaques, phénomène dû à l'absorption de l'oxygène, qui transforme les molécules extérieures du sel en sous-sulfate de sesquioxyde jaune; lorsque le sulfate, préparé avec soin, a cristallisé dans de l'eau contenant un peu d'alcool, ou qu'il a été précipité par cet agent, il absorbe l'oxygène avec plus de difficulté, et par conséquent se conserve plus longtemps à l'état de pureté. Cent parties d'eau à 10° dissolvent 60 parties de ce sel, et 333 parties si elle est à 100°. Ce *solutum* est transparent et d'une belle couleur verte; mais il ne tarde pas à se décomposer par le contact de l'air; il en absorbe l'oxygène, passe à l'état de sous-sulfate de sesquioxyde *jaune* insoluble qui se précipite, et de sursulfate de sesquioxyde rouge qui reste en dissolution. Il peut absorber une grande quantité de gaz bioxyde d'azote qui se combine avec le protoxyde de fer et semble jouer le rôle de base vis-à-vis de l'acide sulfurique ; le sulfate prend alors une couleur brune noirâtre qui devient d'un beau violet, si l'on ajoute un grand excès d'acide sulfurique. J'ai déjà signalé cette

coloration comme un réactif des composés oxygénés de l'azote (voy. *Journal de pharm.*, décembre 1833; mémoire de M. Péligot). Le sulfate de protoxyde de fer est en partie décomposé par la dissolution de sel ammoniac, et il se forme du sulfate ammoniaco de fer et du chlorhydrate des mêmes bases; celui-ci est plus soluble et cristallise le dernier (Vogel, septembre 1834).

Chauffé dans un creuset à 100°, le sulfate de fer éprouve la fusion aqueuse, se boursoufle, perd 6 équivalents d'eau, et donne une masse blanche opaque; il ne perd son dernier équivalent d'eau qu'à une température plus élevée. Si on le chauffe au rouge sombre, on le décompose; les produits de cette décomposition sont du gaz acide sulfureux, des vapeurs blanches très-épaisses et très-suffocantes d'acide sulfurique anhydre ou glacial qui pourtant contient un peu d'eau, tant il est difficile de dessécher complétement le sel (voy. ce mot, p. 149). Il reste dans la cornue du sesquioxyde de fer (colcothar).

Théorie. La température étant très-élevée, une portion de l'acide *sulfurique* se décompose en gaz oxygène et en gaz acide sulfureux; le premier de ces gaz se combine avec le protoxyde de fer, et le fait passer à l'état de sesquioxyde; le gaz acide sulfureux se dégage, enfin l'acide sulfurique non décomposé se volatilise à l'état anhydre.



$$\underbrace{2\,FeO,SO^3}_{\text{Sulfate de protoxyde.}} = \underbrace{Fe^2O^3}_{\text{Sesquioxyde.}},\ \underbrace{SO^2}_{\text{A. sulfureux.}},\ \underbrace{SO^3}_{\text{A. sulfurique.}}$$

Si l'on grille *à l'air*, à une température inférieure, au rouge sombre, un mélange de sulfate de protoxyde de fer et de chlorure de sodium, on obtient, au lieu de la production de l'acide sulfureux signalée jusqu'ici, un *dégagement abondant de chlore*; le sodium et le protoxyde de fer sont oxydés par l'oxygène de l'air atmosphérique (Barreswil, *Journ. de pharm.*, juin 1850).

La couperose verte a des usages nombreux; elle sert à faire l'acide de Nordhausen, l'encre, le colcothar (rouge d'Angleterre), le bleu de Prusse, les teintures en noir, en gris, etc., à préparer l'or très-divisé que l'on emploie pour dorer la porcelaine, à dissoudre l'indigo, etc.

Préparation. Il peut être obtenu par le cinquième procédé (voy. p. 317); on le prépare toujours ainsi dans les laboratoires, et même quelquefois dans les manufactures : cependant on se le procure le plus souvent en grand, par l'oxygénation de la pyrite naturelle, en suivant la méthode que j'ai décrite à l'article *Alun* (voy. p. 447).

Azotate, FeO,AzO^5. — Il est liquide, d'un vert clair et peu stable; en

effet, il se transforme en sous-azotate de sesquioxyde dès qu'on l'évapore à une douce chaleur. On l'obtient en traitant le monosulfure de fer hydraté par l'acide azotique affaibli ; il se dégage du gaz sulfhydrique.

Oxalate. — Il est très-soluble dans l'eau.

DES SELS FORMÉS PAR LE SESQUIOXYDE DE FER.

Les dissolutions des sels de sesquioxyde de fer sont en général d'un jaune rougeâtre et d'une saveur âpre, très-astringente ; les alcalis en précipitent du sesquioxyde jaune rougeâtre ; le cyanure de potassium et de fer *jaune* y fait naître un dépôt d'un bleu très-foncé ; le cyanure *rouge,* au contraire, ne les trouble point, tandis que j'ai dit qu'il précipitait en vert ou en bleu les sels de fer protoxydé ; toutefois je ferai remarquer que la couleur du sel devient verte et se fonce beaucoup ; l'*infusum* de noix de galle les précipite en violet noirâtre, et les sulfures solubles en noir ; l'acide sulfhydrique en sépare du soufre, et il se forme de l'eau et un sel de protoxyde ; l'acide *indigotique* leur communique une couleur rouge ; l'acide *hydrosulfocyanique* les colore en rouge de sang plus foncé encore que le précédent, mais ne les précipite pas plus que lui : cet acide est un des réactifs les plus sensibles pour déceler les atomes de sels de sesquioxyde de fer ; l'acide *gallique* les bleuit, en ramenant une portion de sesquioxyde à l'état de protoxyde, et en formant un gallate d'un oxyde en quelque sorte intermédiaire.

Carbonate.—Le corps jaune rougeâtre, insoluble dans l'eau et insipide, qui se dépose en exposant le carbonate de protoxyde de fer dissous dans l'eau *acido-carbonique,* soit à l'air, soit à l'action de la chaleur ou de la lumière, et qui a été décrit sous le nom de *carbonate de sesquioxyde,* n'est que du sesquioxyde ; en effet, il ne retient aucune trace d'acide carbonique ; il en est de même de celui que l'on prépare en versant dans un sel soluble de sesquioxyde de fer du carbonate de potasse ou de soude dissous ; à mesure que la décomposition a lieu, il se dégage de l'acide carbonique et il se précipite du sesquioxyde de fer ; il ne s'en forme pas non plus en laissant le fer à l'air humide ; d'où il suit que c'est à tort que l'on a admis l'existence de ce carbonate.

Sulfate neutre, $Fe^2O^3, 3SO^3, 9HO$. — Il est soluble dans l'eau qu'il colore en rouge, d'une saveur très-styptique ; il se dissout dans l'alcool ; évaporé, il fournit une masse non cristalline, déliquescente, d'un jaune clair ; le gaz sulfhydrique le transforme en sulfate de protoxyde

acide; il est décomposé par la chaleur, et donne plus d'acide sulfurique *anhydre* que le sulfate de protoxyde. On l'obtient en traitant le sesquioxyde de fer par l'acide sulfurique concentré et en remuant le mélange; on chauffe ensuite pour chasser l'excès d'acide; on le prépare plus souvent en suroxydant le sulfate de protoxyde par l'acide azotique. Il peut être avantageusement employé, d'après M. Braconnot, pour les embaumements et pour la conservation des matières animales.

Sulfate acide. — Il est solide, *blanc,* pulvérulent; on le prépare en traitant 4 parties du précédent par une d'acide sulfurique concentré. Si on substitue à l'acide concentré le même acide convenablement affaibli, on peut l'obtenir, au bout de quelque temps, en cristaux réguliers et incolores.

Sulfate de fer bleu. — Lorsqu'on transforme 4 parties de dissolution de sulfate de protoxyde de fer en sulfate de sesquioxyde au moyen des acides azotique et sulfurique, et qu'on dissout le produit dans 3 parties de dissolution de sulfate de protoxyde, il suffit d'ajouter lentement au mélange de l'acide sulfurique concentré, pour que celui-ci enlève *subitement* l'eau, et pour que les deux sulfates se combinent et produisent une masse d'un *bleu très-pur.* Ce sulfate intermédiaire est très-instable; l'eau le décompose en sel de protoxyde et en sel de sesquioxyde (Barreswil (*Journ. de pharm.,* année 1843).

Sulfates basiques. — 1° $Fe^2O^3, 2SO^3$. Action du sulfate neutre sur un excès d'hydrate de sesquioxyde de fer; 2° $2Fe^2O^3, SO^3$. Action de l'air sur du sulfate de protoxyde; il est employé en peinture sur verre et sur porcelaine; 3° $3Fe^2O^3, SO^3$. Ébullition du sulfate neutre de sesquioxyde de fer; 4° Fe^2O^3, SO^3. On l'obtient en faisant bouillir une dissolution de sous-sulfate de potasse et de fer.

Azotate, $Fe^2O^3, 3AzO^5$. — Il est solide, d'un brun rouge, déliquescent, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, facilement décomposable au feu en laissant du sesquioxyde de fer. Vauquelin est parvenu à l'obtenir cristallisé en prismes carrés, *incolores,* excessivement déliquescents et très-solubles dans l'eau, en laissant pendant quelques mois l'oxyde magnétique noir de fer en contact avec un grand excès d'acide azotique concentré. Étendu d'eau et mêlé avec un excès de dissolution de carbonate de potasse, il est décomposé, et il se forme, d'une part, de l'azotate de potasse soluble et du sesquioxyde de fer hydraté qui se précipite, et qui peut être dissous en totalité ou en partie par un excès de carbonate de potasse: la liqueur qui en résulte, et qui est composée d'azotate de potasse et de sesquioxyde de fer dissous par du carbonate de potasse, por-

tait autrefois le nom de *teinture martiale alcaline* de Stahl. Cette teinture ne tarde pas à laisser déposer une grande partie du sesquioxyde de fer qui entre dans sa composition.

Préparation. On l'obtient en versant de l'acide azotique assez concentré sur du fer; mais dans ce cas il est jaune, et il y a une grande portion de sesquioxyde formé qui ne se dissout pas dans l'acide. Si on veut l'avoir cristallisé et incolore, on fait agir l'oxyde noir sur l'acide concentré (Vauquelin).

Propriétés médicinales du fer.—Les préparations ferrugineuses doivent être regardées comme toniques, astringentes et apéritives; elles déterminent la plénitude et la turgescence des vaisseaux, accélèrent la marche des humeurs, paraissent rendre la bile plus fluide, la couleur de la peau plus intense, etc. : aussi ne les emploie-t-on jamais dans les maladies aiguës des individus pléthoriques, principalement de ceux qui ont des affections de poitrine ou qui sont sujets à l'hémoptysie. Elles sont très-utiles, 1° dans les débilités d'estomac; 2° dans les engorgements scrofuleux ou laiteux des glandes ; 3° dans certaines hydropisies passives et dans la plupart des leucophlegmaties ; 4° dans les hémorrhagies passives et dans les écoulements atoniques du vagin, de l'urèthre, des intestins, etc. ; ainsi le flux abondant des menstrues, occasionné par le relâchement de l'utérus et la faiblesse de tous les organes, les flueurs blanches, certaines diarrhées, cèdent facilement à ces sortes de préparations ; 5° dans la chlorose désignée par les auteurs sous le nom d'*ictère blanc*, où la vitalité de toutes les parties est singulièrement diminuée; 6° dans l'anémie ou privation du sang, maladie qui a beaucoup de rapports avec la précédente ; 7° dans la suppression des règles provenant d'un défaut de ressort de la matrice, car elles seraient dangereuses dans le cas où il y aurait pléthore, pesanteur de la matrice, irritation, etc. ; 8° dans les vomissements abondants et spasmodiques : elles sont inutiles lorsque ce symptôme dépend d'une affection organique du pylore, du foie, etc. ; 9° dans les affections vermineuses, suivant Alibert.

Parmi les préparations dont je viens de faire l'histoire, les plus employées sont la limaille de fer et d'acier (1), l'éthiops martial, le safran de Mars astringent et apéritif, l'eau ferrée et les dissolutions de carbonate ou de sulfate de fer ; les trois premières s'administrent depuis 20 cen-

---

(1) Pour obtenir la limaille de fer pure, on soumet à l'action d'une grosse lime un barreau de fer doux que l'on fixe solidement. Les limailles de fer du commerce contiennent toujours du cuivre, même lorsqu'on a cherché à les débarrasser de ce métal par l'aimant (Gobley).

tigrammes jusqu'à 1 gramme, sous forme sèche, et associées à divers extraits ou à des conserves toniques. On prépare les *eaux ferrugineuses* ordinairement avec un ou plusieurs centigrammes de carbonate ou de sulfate de protoxyde de fer, que l'on fait dissoudre dans de l'eau privée d'air : on a soin d'opérer la dissolution du carbonate à la faveur du gaz acide carbonique ; l'eau ferrée est une préparation de ce genre. Quelques observations tendent à prouver que la dissolution de 1 gramme de sulfate de protoxyde de fer dans un litre d'eau peut être excessivement utile pour faire cesser certaines fièvres intermittentes ; mais on ne doit jamais perdre de vue, dans l'administration de ce médicament, qu'il est vénéneux quand il est donné à forte dose. M. Smith a fait voir qu'il détermine l'insensibilité générale et la mort lorsqu'il est introduit dans l'estomac ou appliqué sur le tissu cellulaire à la dose de 8 grammes. Les *fleurs martiales de sel ammoniac* sont données en bols ou dans un bouillon, depuis 10 jusqu'à 60 centigrammes ; on emploie aussi, mais rarement, le sesquichlorure de fer (muriate) et la teinture martiale alcaline de Stahl. La teinture de Bestucheff n'est que de l'alcool éthéré tenant du sesquichlorure de fer en dissolution.

DES CYANURES DE FER.

Il existe trois cyanures de fer.

Protocyanure, FeCy. — Il est blanc, et bleuit promptement à l'air. On l'obtient en décomposant le bleu de Prusse, $3FeCy, 2Fe^2Cy^3, 9HO$, par l'acide sulfhydrique. Il est sans usages.

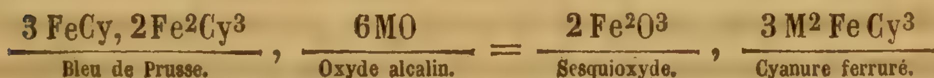
Sesquicyanure, Fe^2Cy^3. — Il est brun-jaunâtre, soluble dans l'eau ; toutefois M. Possal paraît l'avoir obtenu sous une modification particulière ; il était alors verdâtre, et insoluble dans l'eau.

Cyanure magnétique, $FeCy, Fe^2Cy^3, 3HO$. — Il est pulvérulent, vert, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, décomposable, à 180°, en cyanogène mêlé d'un peu d'acide cyanhydrique, en eau et en bleu de Prusse ; la lumière le bleuit, et il se dégage du cyanogène. On l'obtient en faisant passer un excès de chlore dans une dissolution de cyanure jaune de potassium et de fer.

Bleu de Prusse, $3FeCy, 2Fe^2Cy^3, 9HO$. — Le bleu de Prusse pur est composé de protocyanure et de sesquicyanure de fer ; il contient du cyanure de potassium et de fer lorsqu'il n'a pas été suffisamment lavé. Il est solide, d'un bleu extrêmement foncé, sans saveur, sans odeur, et beaucoup plus pesant que l'eau. Distillé à 200°, lorsqu'il a été *parfaitement desséché,* il se décompose et fournit du cyanhydrate et du carbonate

d'ammoniaque, un peu de cyanogène, de l'oxyde de carbone, du carbure d'hydrogène gazeux, et une très-grande quantité d'un résidu composé de carbure et de paracyanure de fer. Chauffé dans le vide à une température modérée, il donne du cyanogène et du protocyanure de fer. Il verdit lentement lorsqu'il est exposé à l'air pendant longtemps ; cette altération est due à l'oxygène de l'air : on ignore quelle est la nature du corps qui se forme. La lumière solaire le blanchit, et il se dégage du cyanogène ; mais il reprend sa couleur dans l'obscurité en absorbant de l'oxygène, qui transforme le bleu de Prusse primitif en un composé basique ; c'est à cette réaction que serait dû le changement de couleur qu'éprouvent les étoffes teintes en bleu de Prusse. Il est insoluble dans l'eau et dans l'alcool.

Le bleu de Prusse est décomposé par les dissolutions de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de chaux, et par la magnésie ; les métaux de ces oxydes s'emparent du cyanogène pour passer à l'état de cyanures ferrurés, et leur oxygène forme du sesquioxyde avec le fer.



$$\underbrace{3\,FeCy, 2Fe^2Cy^3}_{\text{Bleu de Prusse.}}, \underbrace{6MO}_{\text{Oxyde alcalin.}} = \underbrace{2\,Fe^2O^3}_{\text{Sesquioxyde.}}, \underbrace{3\,M^2\,Fe\,Cy^3}_{\text{Cyanure ferruré.}}$$

L'ammoniaque donne avec le bleu de Prusse un composé bleu très-stable, insoluble dans le tartrate d'ammoniaque $= 3FeCy, 2Fe^2Cy^3, 3H^3Az, 9HO$.

L'acide sulfurique concentré décolore le bleu de Prusse *pur* à froid, sans qu'il se dégage de l'acide cyanhydrique, et le transforme en une matière blanche gélatineuse qui ressemble à de l'empois ; si l'on ajoute de l'eau, la couleur bleue reparaît : cette décoloration est indépendante du contact de l'air, puisqu'elle a lieu dans le vide ; elle semblerait tenir à ce que l'acide sulfurique s'empare de l'eau du bleu de Prusse. L'acide chlorhydrique ordinaire n'agit point sur le bleu de Prusse *pur* à froid ; s'il est très-concentré et en grand excès, il lui enlève l'oxyde de fer : si, dans cet état, on ajoute de l'eau et qu'on abandonne le mélange au repos, on obtient de l'acide *cyanhydrique ferruré* et du sesquichlorure de fer, lesquels, en réagissant l'un sur l'autre, rétablissent la couleur bleue. L'acide azotique fumant le décompose de suite, tandis que l'acide oxalique le dissout sans altération : on s'est même servi de cette propriété pour en faire une sorte d'encre connue sous le nom de *fluide bleu.*

On emploie le bleu de Prusse neutre pour préparer l'acide cyanhydrique, les cyanures, etc., pour peindre les papiers et les bâtiments, dans la peinture à l'huile, pour teindre la soie en bleu, etc.

Préparation. On obtient le bleu de Prusse pur en précipitant du perchlorure de fer par l'acide cyanhydrique ferruré.



$$\underbrace{2\,Fe^2Cl^2}_{\text{Perchlorure.}} , \underbrace{3\,H^2FeCy^3}_{\text{Acide ferruré.}} = \underbrace{6\,HCl}_{\text{Acide chlorhydrique.}} , \underbrace{3\,FeCy,\,2\,Fe^2Cy^3}_{\text{Bleu de Prusse.}}$$

On le prépare en grand en précipitant un sel de sesquioxyde de fer par le cyanure double de potassium et de fer, ou, plus avantageusement, en faisant dissoudre séparément 6 parties de sulfate de fer et 6 parties de cyanure de potassium dans 15 parties d'eau, en mélangeant ces deux sels, en ajoutant 1 partie d'acide sulfurique concentré et 24 d'acide chlorhydrique fumant, et en agitant continuellement. Après quelques heures de contact, on y verse peu à peu une dissolution filtrée de 1 partie de chlorure de chaux dans 80 parties d'eau, en ayant soin de s'arrêter dès qu'il se produit une effervescence due au dégagement de chlore. Après avoir laissé le précipité qui s'est déposé pendant quelques heures, on le lave convenablement et on le dessèche.

M. Jacquemyns, partant de ce point que, pendant la préparation du cyanure de potassium, il se forme du cyanogène par l'action de l'ammoniaque sur le carbone, et que l'ammoniaque échappe en grande partie à l'action de la potasse et de la chaleur, a proposé, pour préparer le bleu de Prusse, de faire arriver dans un tube de fer chauffé au rouge, et contenant un mélange de charbon et de limaille de fer imprégné d'une forte dissolution de potasse, les produits volatils fournis par les os chauffés dans des cornues de fonte (*Ann. de chim.*, mars 1843).

Le bleu de Prusse du commerce n'est presque jamais pur; il est mêlé à de l'alumine ou à des sous-sels alumineux, à de l'oxyde de fer ou à de l'amidon. On dissout ces différents corps dans un acide faible; le bleu de Prusse reste, n'ayant pas été dissous.

Bleu de Prusse basique, $3FeCy, 2Fe^2Cy^3, Fe^2O^3$.—On l'obtient en faisant agir l'air sur le précipité blanc qui se produit lorsqu'on décompose un sel de protoxyde de fer par du cyanure de potassium et de fer.

Bleu de Prusse soluble, $3FeCy, 2Fe^2Cy^3, K^2FeCy^3$.—Il est soluble dans l'eau pure, et résulte de l'action d'un sel de sesquioxyde de fer sur un grand excès de cyanure de potassium et de fer.

De l'acide cyanhydrique ferruré, $FeH^2C^6Az^3$. — L'acide cyanhydrique ferruré, découvert par Porret, a été parfaitement décrit par Robiquet. Il est le produit de l'art. On peut le considérer comme formé d'acide cyanhydrique, de cyanogène et de fer.

Il est sous forme de petits cristaux blancs, grenus, inodores, d'une

saveur acide différente de celle de l'acide cyanhydrique ; exposé à l'air, il bleuit légèrement ; si on le projette sur un morceau de papier en combustion, l'on aperçoit au milieu de la flamme des aigrettes lumineuses très-brillantes, produites par le fer qui brûle avec éclat. L'eau et l'alcool le dissolvent sans se colorer. Il forme, avec la potasse, la soude, la baryte, la chaux, etc., des cyanures doubles stables ; celui de potassium est connu depuis longtemps sous le nom de *prussiate de potasse.* La dissolution aqueuse d'acide cyanhydrique ferruré, versée dans une dissolution de sulfate de sesquioxyde de fer, ou mêlée avec du sesquioxyde de fer, donne naissance à du bleu de Prusse (proto et sesquicyanure de fer) ; d'où il suit que l'oxygène de l'oxyde de fer s'est uni à l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau.

On obtient l'acide cyanhydrique ferruré, en versant sur du bleu de Prusse pulvérisé, et très-pur, un excès d'acide chlorhydrique liquide et concentré ; on laisse reposer la liqueur pendant quelque temps, on décante le chlorure de fer qui s'est formé, et qui est en dissolution, et on traite de nouveau le dépôt par de l'acide chlorhydrique ; on décante encore, et on ne cesse l'emploi de l'acide chlorhydrique que lorsqu'il ne se forme plus de chlorure de fer. Le dépôt est abandonné à lui-même pendant plusieurs jours, pour le laisser tasser ; on en sépare le liquide avec lequel il est mêlé, à l'aide d'une pipette, puis on le met avec des fragments de chaux sous une cloche dans laquelle on fait le vide ; après avoir été desséché par ce moyen, on le traite par l'alcool concentré, qui ne dissout que l'acide cyanhydrique ferruré ; on abandonne la dissolution à une évaporation spontanée, et l'on obtient l'acide cristallisé (Robiquet). *Théorie.* Le bleu de Prusse est composé de protocyanure et de sesquicyanure de fer, et l'acide chlorhydrique, de chlore et d'hydrogène ; l'acide chlorhydrique se décompose en décomposant le bleu de Prusse ; le chlore s'unit au fer, tandis que son hydrogène se combine avec une portion de cyanogène pour former de l'acide cyanhydrique, lequel s'empare du cyanure de fer non décomposé, et donne l'acide cyanhydrique ferruré.

Le cobalt produit un acide analogue.

DU CYANURE JAUNE DE POTASSIUM ET DE FER. FeCy, 2KCy, 3HO
(PRUSSIATE DE POTASSE FERRUGINEUX JAUNE, CYANOFERRURE DE POTASSIUM).

Ce sel est un produit de l'art : il est sous forme de cristaux prismatiques quadrangulaires, d'un jaune citrin ; il est inodore, d'une saveur

d'abord sucrée, puis amère et salée, et plus pesant que l'eau. A 200° il perd son eau (12,82 pour cent ou 3 équivalents); il est décomposé par une chaleur rouge, et fournit de l'azote, du cyanure de potassium, et du carbure de fer noir, FeC^2.

Fondu avec la moitié de son poids de soufre sublimé, il donne une masse composée de *sulfocyanure de potassium*, $KCyS^2$, et d'oxyde de fer; si l'on met ce produit dans l'eau bouillante, et qu'on en sépare l'oxyde de fer au moyen d'un peu de carbonate de potasse, on obtiendra une liqueur que l'on évaporera avec précaution jusqu'à siccité; on reprendra le résidu par de l'alcool bouillant pour dissoudre le *sulfocyanure de potassium* ainsi produit, qui cristallisera par le refroidissement. Ces cristaux sont des prismes incolores et anhydres, d'une saveur fraîche et piquante, analogue à celle de l'azotate de potasse. Chauffé, le sulfocyanure de potassium fond et peut être porté jusqu'au rouge sans éprouver d'altération, s'il est en vases clos, tandis qu'il est décomposé s'il a le contact de l'air. Il est déliquescent et par conséquent très-soluble dans l'eau. L'air humide le décompose promptement en carbonate d'ammoniaque et en sulfure de potassium, qui, à son tour, est facilement transformé en sulfate. Il est également très-soluble dans l'alcool bouillant. Sa dissolution aqueuse précipite les sels de fer en rouge de sang. Le chlore le change en chlorure de potassium et en *sulfocyanogène* (voy. *Cyanogène*, p. 89).

Le cyanure jaune de potassium et de fer est inaltérable à l'air et insoluble dans l'alcool; l'eau le dissout à toutes les températures, mais beaucoup mieux à chaud qu'à froid; 100 p. de ce liquide à 12° en dissolvent 25 p., et s'il est bouillant, 50 p.; le *solutum* n'est décomposé ni par les *alcalis*, ni par l'acide *sulfhydrique*, ni par les *sulfures* solubles, ni par l'*infusion de noix de galle*; il ne décompose point l'alun lorsqu'il est neutre, mais s'il est avec excès d'alcali, il le trouble légèrement, et en sépare de l'alumine; il n'est point décomposé par son ébullition avec le cyanure d'argent; il décompose la plupart des dissolutions métalliques des six dernières classes, dans lesquelles il fait naître des précipités d'une couleur variable; ces précipités sont formés de cyanure de fer et de cyanure du métal de la dissolution métallique précitée : celui de *cuivre* est $FeCy, 2CuCy$; celui de *zinc*, $FeCy, 2ZnCy$; celui de *plomb*, $FeCy, 2PbCy$.

Les acides sulfurique, chlorhydrique, acétique, etc., étendus d'eau, n'exercent aucune action, à la température ordinaire, sur le cyanure jaune pulvérulent; mais si on fait bouillir un mélange de ce cyanure

et d'acide sulfurique étendu, il y a décomposition, et l'on obtient du gaz acide cyanhydrique, du sulfate de potasse, et un précipité dont la formule est KCy, 2FeCy.

Le cyanure jaune de potassium et de fer est souvent employé comme réactif. On s'en sert aussi, en teinture, pour produire les couleurs bleues et pour obtenir le bleu de Prusse.

Préparation. Ce sel est abondamment fourni par le commerce; on calcine, dans de grandes chaudières en fonte, parties égales de carbonate de potasse et de matières azotées ne renfermant pas beaucoup de phosphates, telles que de la chair, de la corne, des peaux, de vieux souliers, etc.; lorsque le mélange, après avoir été rougi, est devenu pâteux, on le retire du feu; cette masse, refroidie, est ensuite lessivée avec de l'eau bouillante, filtrée, et évaporée jusqu'à cristallisation; on purifie ces cristaux en les redissolvant dans l'eau bouillante, et en faisant cristalliser de nouveau; le fer de ce cyanure double est fourni par les parois de la chaudière et par les ringards. Pendant la calcination des matières azotées avec le carbonate de potasse, l'azote et le carbone de la matière organique s'unissent sous l'influence de la potasse et forment du cyanogène qui se combine avec le potassium.

Aujourd'hui on prépare en grand ce sel double en combinant directement l'azote avec le carbone. Pour cela on chauffe au rouge intense, dans des carneaux en brique, du charbon de bois imprégné d'une dissolution concentrée de carbonate de potasse; on fait arriver de l'air chaud qui a traversé une longue colonne de coke *incandescent,* et qui est par conséquent presque réduit à de l'azote; au bout de dix heures, on chauffe le charbon de bois, dans une chaudière en *fer,* avec de l'eau et du *fer* spathique finement pulvérisé; il suffit d'évaporer la liqueur pour avoir de beaux cristaux de cyanure double. Le charbon restant peut servir de nouveau, après avoir été imprégné d'une dissolution concentrée de carbonate de potasse.

Acide ferrocyanhydrique (hydroferricyanique), $H^3Fe^2Cy^6$.—Lorsqu'on décompose par l'acide sulfhydrique le cyanure double de fer et de plomb, FeCy, 2PbCy, on forme du sulfure de plomb et de l'acide *ferrocyanhydrique,* que l'on obtient en cristaux blancs quand on évapore la liqueur, à l'abri de l'air, à côté d'une capsule pleine d'acide sulfurique concentré. Il est soluble dans l'eau, inodore, d'une saveur acide astringente; il décompose les carbonates avec effervescence. Il diffère beaucoup de l'acide cyanhydrique; on l'a considéré comme une combinaison de celui-ci avec le sesquioxyde de fer, $H^3Fe^2Cy^6 = 3HCy, Fe^2Cy^3$.

DU CYANURE ROUGE DE POTASSIUM ET DE FER. $3KCy, Fe^2Cy^3$
(**CYANOFERRIDE DE POTASSIUM, PRUSSIATE ROUGE**).

Lorsqu'on fait passer un courant de *chlore* dans une dissolution assez concentrée de cyanure jaune de potassium et de fer, la liqueur devient d'un brun rouge, et si l'on fait arriver assez de chlore, la dissolution finit par ne plus précipiter en bleu les sels de *sesquioxyde* de fer; *dans cet état,* il suffit d'évaporer à une douce chaleur, jusqu'à réduction des deux tiers, pour obtenir par cristallisation le sel rouge dont il s'agit (Gmelin).



$$\underbrace{2\,FeCy, 2\,KCy}_{\text{Cyanure jaune.}}, \underbrace{Cl}_{\text{Chlore.}} = \underbrace{3\,KCy, Fe^2Cy^3}_{\text{Cyanure rouge.}}, \underbrace{KCl}_{\text{Chlorure de potassium.}}$$

Purifié par une seule cristallisation, il est sous forme de prismes rhomboïdaux anhydres ou d'aiguilles très-déliées, groupées en houppes, d'une couleur rouge-rubis, transparentes, d'un éclat très-vif, solubles dans 38 parties d'eau froide, et dans moins d'eau bouillante; l'alcool à 33 degrés ne les dissout pas sensiblement. La dissolution aqueuse a une saveur particulière, que l'on dit être savonneuse; elle est sans action sur le tournesol, mais elle verdit légèrement le sirop de violettes: vue en masse, si elle est assez concentrée, elle est presque noire, tant sa couleur est foncée; elle précipite un grand nombre de dissolutions métalliques (voy. *Sels de fer,* p. 496).

Ce sel est très-utile pour distinguer les sels de protoxyde de fer de ceux qui sont au maximum d'oxydation, et pour déceler la présence des sels de protoxyde de fer, lorsque le cyanure jaune n'est pas assez sensible pour les découvrir. On l'emploie à la fabrication de la couleur dite *bleu de France*. On peut fixer solidement sur une étoffe de lin, de chanvre, de coton ou de laine, une matière *bleue* qui pourrait bien n'être que du *bleu de Prusse,* en faisant bouillir ces tissus avec une dissolution de ce sel mêlée d'un peu d'acide acétique.

DU CADMIUM. Cd. **Équivalent** = 696,8.

Le cadmium existe dans plusieurs variétés de *calamine* et de *blende.* Il a été découvert par M. Hermann en 1818; il ressemble à l'étain par sa couleur, son éclat, sa ductilité, et le cri qu'il fait entendre lorsqu'on le ploie; quoique mou, il est cependant plus dur que l'étain, et il le

surpasse en ténacité; on peut le réduire en fils et en feuilles très-minces; néanmoins il s'écaille çà et là par une percussion soutenue; sa texture est parfaitement compacte, et sa cassure crochue; son poids spécifique, à la température de 25° th. cent., est de 8,7; on peut l'obtenir cristallisé en octaèdres, et alors il présente à la surface l'apparence de feuilles de fougère. Chauffé, il fond bien au-dessous du rouge, et se volatilise un peu plus tard que le mercure; étant chauffé avec le contact de l'air, il brûle aussi facilement que l'étain, et s'oxyde. Le *soufre,* le *sélénium,* le *chlore,* le *brome,* l'*iode,* le *phosphore* et l'*arsenic,* s'unissent directement ou indirectement au cadmium. Le *sulfure,* CdS, d'un beau jaune, est employé en peinture; on l'obtient en précipitant un sel de cadmium par l'acide sulfhydrique. Le *chlorure,* CdCl, est blanc fusible, volatil, efflorescent dans un air sec, soluble dans l'eau et cristallisable en prismes rectangulaires à quatre pans; on l'obtient en chauffant le cadmium avec le chlore, ou en le traitant par l'acide chlorhydrique.

Les acides *sulfurique* et *chlorhydrique,* étendus d'eau, l'attaquent et le dissolvent avec dégagement d'hydrogène. L'acide *azotique* le dissout facilement à froid; l'acide *acétique* ne le dissout qu'à l'aide de la chaleur.

Le cadmium peut s'unir avec la plupart des métaux avec lesquels on le chauffe, pourvu qu'on évite le contact de l'air : les alliages produits sont pour la plupart aigres et incolores.

Extraction. On dissout dans l'acide sulfurique les blendes qui contiennent du cadmium; on fait passer dans la dissolution acide un courant de gaz acide sulfhydrique, qui y détermine la formation d'un précipité : on lave celui-ci; on le fait dissoudre dans l'acide chlorhydrique concentré, et on dégage par l'évaporation l'acide surabondant. On dissout dans l'eau le produit de cette évaporation, et on le précipite par un excès de sesquicarbonate d'ammoniaque, qui jouit de la propriété de dissoudre le zinc et le cuivre que l'acide sulfhydrique aurait pu précipiter. On lave le carbonate de cadmium précipité, et on le chauffe pour le priver de l'acide carbonique : l'oxyde obtenu est mêlé avec du noir de fumée et chauffé dans une cornue de verre ou de terre pour en avoir le métal.

Suivant M. Herapath, il y aurait de l'avantage à extraire le cadmium en distillant les mines de zinc avec du charbon : le cadmium, dit-il, s'élève avant le zinc, et le premier produit de la distillation doit être plus riche en cadmium que le dernier; mais il est probable, comme l'a fait observer Gay-Lussac, que, lors même que ces deux métaux différeraient davantage en volatilité, leur séparation serait toujours très-incomplète par ce moyen, le zinc étant en proportion beaucoup plus considérable que le cadmium.

L'*oxyde de cadmium*, CdO, offre des nuances variées selon les circonstances dans lesquelles il est produit; il est jaune, brun ou noir, infusible, fixe, indécomposable par la chaleur; il s'unit bien aux acides, et forme des sels. Il est formé de 87,45 de cadmium, et de 12,55 d'oxygène. On l'obtient anhydre en chauffant le cadmium avec le contact de l'air; il est *hydraté* quand il a été séparé par la potasse d'un sel de cadmium.

DES SELS DE CADMIUM.

Les sels solubles de cadmium sont presque tous incolores, doués d'une saveur acerbe métallique : ils ne sont point précipités par l'eau. La potasse et la soude en séparent l'oxyde à l'état d'hydrate blanc, qu'elles ne redissolvent pas, comme cela a lieu avec les sels de zinc. L'ammoniaque les précipite également, mais l'hydrate est facilement redissous par un excès d'alcali. Les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, y produisent un précipité blanc qui est un carbonate anhydre, insoluble dans un excès de carbonate : avec le sel de zinc, on obtient, au contraire, un carbonate hydraté. Le phosphate de soude y fait naître un précipité blanc pulvérulent, tandis qu'il fournit avec les sels de zinc de belles paillettes cristallines. L'acide sulfhydrique et les sulfures les précipitent *en jaune ou en orange :* ce dépôt ressemble par sa couleur à l'orpiment, mais il en diffère, parce qu'il est plus pulvérulent, et surtout par sa fixité, et parce qu'il se dissout facilement dans l'acide chlorhydrique concentré. Le cyanure de fer et de potassium précipite les dissolutions de cadmium en blanc. La noix de galle ne les trouble point. Le zinc en précipite le cadmium à l'état métallique, sous forme de feuilles dendritiques qui s'attachent au zinc.

Sulfate, $CdO, SO^3, 4HO$. — Il cristallise en gros prismes droits rectangulaires, transparents, semblables à ceux du sulfate de zinc, et très-solubles dans l'eau; il s'effleurit facilement à l'air; il se transforme, à une température très-élevée, en sous-sulfate qui cristallise en paillettes, et qui finit, s'il est chauffé plus fortement, par donner de l'acide sulfureux, de l'oxygène et de l'oxyde de cadmium. Des observations, qui demanderaient à être confirmées, tendent à prouver que l'on peut employer utilement ce sulfate, dans tous les cas, même invétérés, d'obscurcissement de la cornée avec inflammation chronique, dans lesquels, en général, les astringents sont indiqués, et de plus, dans les cas où des nuages et des taies ne sont pas accompagnés d'inflammation chronique, mais d'une espèce de boursouflement spongieux de la cornée. On em-

ploierait 5 centigrammes de sulfate dans 8 ou 12 grammes d'eau; on appliquerait une goutte de cette solution sur l'œil, trois ou quatre fois par jour. On obtient ce sulfate en dissolvant le métal, l'oxyde ou le carbonate dans l'acide sulfurique.

Azotate, $CdO, AzO^5, 4HO$. — Il est sous forme de prismes ou d'aiguilles ordinairement groupées en rayons; il attire l'humidité de l'air. On l'obtient en traitant le cadmium par l'acide azotique.

DU COBALT. Co. **Équivalent** = 369.

Le cobalt se trouve dans la nature, 1° combiné avec l'oxygène; 2° à l'état d'arséniure uni à des arséniures de nickel et de fer, ou bien à l'état d'arséniosulfure, $CoAs^2, CoS^2$ (cobalt gris).

Le cobalt est solide, d'une couleur blanche grisâtre, légèrement ductile; sa texture est granuleuse, serrée; son poids spécifique est de 8,5384; il est magnétique, mais un peu moins que le fer. Il paraît fondre au même degré de feu que ce métal (voy. p. 483); on en opère facilement la fusion au moyen du chalumeau de Brook (Clarke). Il absorbe le gaz oxygène à une température élevée, et passe à l'état de sesquioxyde noir; il n'éprouve d'altération de la part de l'air froid et humide qu'à la longue; alors il devient d'un brun noir. Il peut se combiner facilement avec le *soufre,* et donner trois sulfures = CoS, Co^2S^3, CoS^2. En décomposant, à une température peu élevée, le chlorure de cobalt anhydre par le phosphure d'hydrogène gazeux, on obtient un *phosphure,* Co^3Ph.

La combinaison du *chlore* avec le cobalt s'opère avec dégagement de lumière lorsqu'on a élevé la température. Le chlorure de cobalt, $CoCl$, s'il est anhydre, est en écailles cristallines d'un *blanc d'argent* ou d'un *gris de lin;* s'il est hydraté et cristallisé, il est *rouge de rubis;* en dissolvant celui-ci dans peu d'eau, il devient *bleu,* et si la dissolution est affaiblie, il passe au *rose.* Cette dissolution peut être employée comme encre de sympathie : pour s'en servir, on écrit sur du papier, et lorsque les caractères sont secs et invisibles, on les chauffe : la dissolution de cobalt se concentre, passe du rose au bleu foncé, et les caractères deviennent visibles : exposés à l'air dans cet état, ils ne tardent pas à disparaître, phénomène qui dépend de ce que le sel bleu concentré attire l'humidité de l'air et devient d'un rose clair invisible; d'où il suit qu'on peut les faire paraître ou disparaître à volonté; si la dissolution de cobalt contient du sesquichlorure de fer ou de l'oxyde de nickel, les caractères sont verts. On obtient le chlorure de cobalt anhydre en faisant passer du chlore sur du cobalt; on prépare le chlorure hydraté bleu avec

le protoxyde et l'acide chlorhydrique à 15 degrés de l'aréomètre de Baumé. Le *sesquichlorure* de cobalt, Co^2Cl^3, se décompose par la plus faible élévation de température. On l'obtient en dissolvant le sesquioxyde dans l'acide chlorhydrique.

Les acides borique, carbonique et phosphorique, n'agissent pas sur lui. L'acide *sulfurique* et l'acide *chlorhydrique* étendus le dissolvent lentement, avec dégagement d'hydrogène; l'acide *azotique* l'attaque avec énergie.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur le chlore, d'où il résulte un chlorure facilement reconnaissable.

Extraction. On l'obtient en décomposant le protoxyde par le charbon, ou mieux encore en calcinant l'oxalate de cobalt à un violent feu de forge.

DES OXYDES DE COBALT.

Le *protoxyde* de cobalt, $Co\,O$, est le produit de l'art. *Anhydre,* il est pulvérulent, d'un vert-olive foncé; chauffé au contact de l'air, il absorbe l'oxygène et passe à l'état d'oxyde intermédiaire, $Co\,O, Co^2\,O^3$. *Hydraté,* il est rose; le précipité bleu-lavande que l'on obtient en versant de la potasse dans un sel de cobalt est un sous-sel. Il constitue une base forte qui se combine avec les acides, et produit des sels rouges; il se dissout dans l'ammoniaque et dans le carbonate d'ammoniaque en donnant une liqueur d'un jaune rougeâtre. On l'emploie pour colorer en bleu les cristaux, les porcelaines, etc.

Sesquioxyde, $Co^2\,O^3$. — Il est noir, décomposable par la chaleur en $Co^3\,O^4$, soluble dans quelques acides, surtout dans l'acide acétique et dans l'acide chlorhydrique. On l'obtient *anhydre* en calcinant légèrement l'azotate de cobalt; si on veut l'avoir *hydraté,* on fait passer un courant de chlore dans de l'eau tenant de l'hydrate de protoxyde en suspension.

Oxydes intermédiaires. On en connaît deux, $CoO, Co^2\,O^3$ et $Co^6\,O^7$.

L'*azur* (*smalt* réduit en poudre impalpable) n'est autre chose qu'un verre bleu pulvérisé, formé d'acide silicique, 54,8, de potasse, 14,1, de protoxyde de cobalt, 14,7, d'alumine, 5, d'oxyde de fer, 4,2, et d'oxyde de plomb, 4,7. On l'obtient en calcinant avec ces substances un minerai de cobalt grillé.

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE DE COBALT.

Presque tous les sels de cobalt sont d'une couleur rose ou d'un rouge-grenat quand ils sont étendus d'eau; si leurs dissolutions sont concentrées,

ils sont quelquefois bleus; cristallisés, ils sont rouges; leur saveur est astringente et métallique. La potasse et la soude les décomposent et en précipitent un sel basique *bleu* qui devient rose par un excès d'alcali, et qui passe ensuite au vert sale en se suroxydant. L'ammoniaque fournit un précipité bleu devenant bientôt vert, soluble dans un excès d'ammoniaque, et donnant un liquide rouge, si le sel de cobalt est pur; ce liquide est un sel double de cobalt et d'ammoniaque; si la liqueur contient du chlorhydrate d'ammoniaque, les alcalis n'y déterminent aucun précipité. Les sulfures solubles y font naître un dépôt noir de sulfure de cobalt; il en est de même de l'acide sulfhydrique, *si les sels ne sont pas acides*. Le cyanure jaune de potassium et de fer les précipite en vert sale. Les carbonates, les arséniates et les oxalates solubles, donnent lieu à des précipités roses ou rouges, qui sont formés par du carbonate, de l'arséniate ou de l'oxalate de cobalt. Le phosphate de soude les précipite en bleu violet. L'infusion de noix de galle y détermine un précipité jaunâtre. Au chalumeau, ils colorent en bleu le borax et l'alumine.

Phosphate, CoO, PhO^5. — Il est d'une couleur bleue violacée, insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide phosphorique; il est indécomposable au feu, décomposable par le charbon, par les alcalis et par les sulfures alcalins. Mêlé avec 8 parties d'alumine en gelée et chauffé dans un creuset, il donne un produit d'une belle couleur bleue, qui peut remplacer l'outre-mer, et qui a été découvert par M. Thénard. Pour obtenir ce produit, on grille la mine de cobalt de Tunaberg, de Saxe ou de Hongrie, afin de la priver de la majeure partie du soufre et de l'arsenic qu'elle renferme; on traite le produit par un excès d'acide azotique étendu d'eau, et on évapore le *solutum* presque jusqu'à siccité; on fait bouillir avec de l'eau la masse obtenue, pour dissoudre l'azotate de cobalt et séparer une certaine quantité d'arséniate de fer insoluble; on filtre et on verse du phosphate de soude dans la dissolution; il se forme sur-le-champ un précipité violet, qui est du phosphate de cobalt contenant du fer, du cuivre, etc.; on lave le précipité et on le met sur un filtre; lorsqu'il est encore en gelée, on en mêle 1 partie avec 8 parties d'alumine récemment précipitée, bien lavée et en gelée; on a la certitude que le mélange est parfait lorsqu'on n'aperçoit plus de points violets ni blancs; alors on le fait dessécher et on le chauffe pendant une demi-heure, jusqu'au rouge-cerise, dans un creuset de terre recouvert de son couvercle. On peut, au lieu d'une partie de phosphate de cobalt, employer avec égal succès $\frac{1}{2}$ partie d'arséniate du même métal, que l'on se procure en versant de l'arséniate de potasse dans la dissolution azotique de cobalt obtenue comme je viens de le dire. (Voy., pour la composi-

tion d'autres bleus, le *Journ. de pharm.*, septembre 1834; note de M. Gaudin.)

Sulfate de cobalt cristallisé, $CoO\,SO^3, 7HO$.

DU NICKEL. Ni. **Équivalent** = 369,7.

Le nickel se trouve dans la nature à l'état d'oxyde, de sulfure et d'arséniure combiné ou non avec du sulfure, et de silicate, d'arséniate et d'arsénite; il fait partie de la plupart des pierres météoriques. Il est d'une couleur blanche argentine, très-malléable, et susceptible de se tirer en fils très-fins; il est assez tenace; son poids spécifique est de 8,666 quand il a été forgé, et de 8,279 lorsqu'il ne l'a pas été. Il est magnétique presque au même degré que le fer; il perd cette propriété lorsqu'on le chauffe entre 350° et 400°.

Soumis à l'action du *calorique,* il acquiert une couleur de bronze antique, et ne fond qu'avec la plus grande difficulté; cependant il est sensiblement volatil. S'il a le contact du gaz *oxygène,* et que la température soit assez élevée, il passe à l'état de protoxyde gris de cendre noirâtre, et il y a dégagement de lumière; il est également oxydé par l'air chaud; il ne paraît point agir sur ce gaz à la température ordinaire. Le *carbone* se combine avec le nickel par des moyens indirects (voy. *Gaz oléfiant,* p. 249). Le *phosphore* peut s'unir au nickel à l'aide de la chaleur, et donner un phosphure, $Ni^3 Ph$.

Chauffé avec le *soufre,* il fournit deux sulfures, $Ni S$ et $Ni S^2$. Le *chlore,* le *brome* et l'*iode,* s'unissent très-bien au nickel, et donnent $Ni Cl$, $Ni Br$ et $NiCl$.

Le nickel n'éprouve aucune altération de la part de l'*eau* froide; mais à une température rouge, il la décompose. L'acide *sulfurique* concentré et bouillant l'attaque et le dissout; s'il est affaibli, l'eau est décomposée, il se dégage du gaz hydrogène, et le protoxyde de nickel formé se dissout dans l'acide, surtout si on élève la température. L'acide *borique* liquide ne l'attaque point. L'acide *azotique* concentré ou faible l'oxyde et le dissout à l'aide de la chaleur : il se dégage du gaz bioxyde d'azote. L'acide *chlorhydrique* agit sur lui comme l'acide sulfurique faible. Il peut s'allier avec plusieurs métaux; uni au *fer,* il constitue un alliage très-ductile avec lequel on fait des fourchettes, des cuillers, des couteaux, etc. Il entre pour une forte proportion dans les alliages connus sous les noms de packoud, de toutenague, de *maillechort,* d'*argentan,* etc. (voy. *Cuivre*). Tous ces alliages, destinés à remplacer l'argent, sont néanmoins d'un usage fort dangereux, à cause de la présence du cuivre qui en fait partie.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'acide azotique, qui le transforme en un azotate facile à reconnaître (voy. *Sels de nickel*).

Extraction. On chauffe à la lampe, dans un tube de verre, du protoxyde de nickel, que l'on fait traverser par un courant de gaz hydrogène qui s'empare de l'oxygène et laisse le métal en petites masses très-poreuses. On l'obtient pur et fondu en chauffant à un feu de forge, en vases clos, l'oxalate de nickel.

DES OXYDES DE NICKEL.

Protoxyde, NiO.— Il est d'un gris de cendre noirâtre, lorsqu'il ne contient pas d'eau; il n'a point de saveur; il n'est point décomposé par le feu. Il se dissout dans les acides minéraux et donne des *sels ;* il est insoluble dans la potasse ou la soude; fondu avec le borax, il le colore en jaune-hyacinthe. Combiné avec l'eau, il constitue l'*hydrate de protoxyde de nickel,* grenu, cristallin, d'une couleur verte, légèrement blanchâtre, presque insipide, et soluble dans l'ammoniaque, avec laquelle il forme une liqueur bleue. Chauffé, cet hydrate perd l'eau, et passe au gris noirâtre. Il est formé de 78,71 de nickel et de 21,29 d'oxygène. On l'obtient par la précipitation d'un sel de nickel au moyen d'un alcali; on recueille le précipité, qui, étant chauffé, donne l'oxyde anhydre. Il joue le rôle d'acide avec les bases fortes.

Sesquioxyde, Ni^2O^3.—Il est d'un violet puce presque noir; mis dans les acides sulfurique et azotique, il perd une portion de son oxygène, et se dissout à l'état de protoxyde; l'acide chlorhydrique le transforme en chlore et en chlorure. Il est formé de 71,14 de nickel, et de 28,86 d'oxygène. Il est sans usages. On peut l'obtenir en faisant passer du chlore gazeux à travers de l'eau mêlée de protoxyde (voy. p. 496 pour la théorie).

Peroxyde. M. Thénard l'a préparé avec l'eau oxygénée et l'hydrate de protoxyde. Il est d'un vert sale et fort peu stable. Sa composition est inconnue.

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE DE NICKEL.

Les sels de nickel privés d'eau sont jaunes ou fauves; ils sont verts lorsqu'ils sont combinés avec ce liquide. Ceux qui sont solubles dans l'eau ont une saveur d'abord sucrée et astringente, ensuite âcre et métallique. Ils sont précipités par la potasse ou par la soude; l'hydrate

vert, séparé, ne se dissout pas dans un excès d'alcali. L'*ammoniaque* les décompose, en précipite de l'oxyde hydraté, et le redissout si elle est employée en excès; le sel double résultant est bleu et ne cristallise point; on peut obtenir des sels doubles d'ammoniaque et de nickel avec moins d'ammoniaque; quelques-uns d'entre eux sont susceptibles de cristalliser, mais alors ils sont verts (Tupputi) (1). Le cyanure jaune de potassium et de fer y forme un précipité blanc jaunâtre, tirant insensiblement au vert. L'*infusum* alcoolique de *noix de galle* en sépare des flocons blanchâtres, solubles dans un excès de dissolution saline ou du réactif précipitant, mais qui reparaissent avec une couleur fauve foncée quand on sature la liqueur par un excès d'ammoniaque. Les sulfures précipitent les dissolutions de nickel en noir; le précipité est du sulfure de nickel; le gaz acide sufhydrique ne les précipite qu'autant qu'elles sont neutres, et surtout que l'affinité de l'oxyde de nickel pour l'acide est faible (voy. le *Tableau des précipités formés par l'acide sulfhydrique*, à la fin de ce volume).

DU CHROME. Cr. Équivalent = 333,5 (2).

Le chrome entre dans la composition des pierres tombées du ciel (aérolithes) et du fer natif de Sibérie, comme Laugier l'a prouvé le premier; il se trouve aussi à l'état d'oxyde et de chromate; l'*émeraude* contient 3,00 de cet oxyde; le fer chromé du Var et d'Amérique est formé d'oxyde de chrome, de sesquioxyde de fer, d'acide silicique et d'alumine; l'acide chromique fait partie du *rubis spinelle* et du *plomb rouge de Sibérie.* Le chrome a été découvert par Vauquelin, en 1797.

Il est solide, d'un blanc grisâtre, très-fragile, assez dur; son poids spécifique est de 5,900, suivant Klaproth; à — 15 ou à — 20°, il agit d'une manière sensible sur l'aiguille aimantée. Il ne fond qu'avec la plus grande difficulté; lorsqu'il est fortement *chauffé*, il donne une masse poreuse, en partie granuleuse et en partie cristalline. Il n'agit sur le gaz *oxygène* et sur l'*air* qu'autant que la température est un peu au-dessous du rouge sombre : alors il se transforme en sesquioxyde vert. Parmi les corps simples non métalliques, l'*iode*, le *chlore*, le *brome*, le

(1) L'oxalate, le citrate et le tartrate acide de nickel, ne sont précipités par aucun de ces trois alcalis.

(2) D'après les dernières recherches de M. Lefort (voy. *Journ. de pharm.*, juillet 1850).

phosphore, le *soufre* et l'*azote,* sont les seuls que l'on ait combinés avec le chrome.

Protochlorure, CrCl. — Il est blanc, soluble dans l'eau, qu'il colore en bleu. On l'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène pur et sec à travers du sesquichlorure chauffé au rouge.

Sesquichlorure, Cr^2Cl^3.—Il est en larges lames d'une couleur fleur de pêcher; il est presque insoluble dans l'eau froide; s'il est mêlé avec $1/_{10000}$ de son poids de protochlorure, il se dissout rapidement, et la liqueur est *verte :* ainsi rendu soluble, si on le dissout dans l'acide chlorhydrique, on forme un *chlorhydrate de sesquichlorure* vert, déliquescent, $Cr^2Cl^3,3HCl,6HO$. On l'obtient anhydre en chauffant au rouge, dans un courant de chlore, un mélange de sesquioxyde de chrome et de charbon.

Le chrome n'exerce point d'action sur l'*eau,* et fort peu ou point sur les acides. L'acide *azotique* n'en dissout que très-peu par une ébullition prolongée. L'acide fluorhydrique le dissout à l'aide de la chaleur, et il se dégage du gaz hydrogène. Il est susceptible de s'unir au fer, comme on peut s'en assurer en chauffant très-fortement dans un creuset brasqué un mélange d'oxyde de fer et d'oxyde de chrome : l'alliage est dur, fragile, très-brillant; il s'allie également à l'*acier,* et le produit prend un beau *damassé* lorsqu'on le frotte avec l'acide sulfurique. Chauffé jusqu'au rouge à l'air avec des alcalis et surtout avec la potasse, le chrome se transforme en acide chromique qui s'unit à l'alcali, et donne naissance à un chromate. Il est sans usages.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'air au rouge sombre, qui le transforme en sesquioxyde vert, lequel donne, avec les acides, des sels facilement reconnaissables.

Extraction. On fait passer du gaz ammoniac sec à travers du sesquichlorure de chrome placé dans un tube de verre chauffé jusqu'au rouge; le chlorure est préalablement desséché à la température de 200 à 300° en vases clos. Le chrome ainsi obtenu est d'un brun de chocolat, et prend sous le brunissoir un éclat métallique. (Liebig, *Ann. de chim.,* novembre 1831.)

DES OXYDES DE CHROME.

Protoxyde, CrO. — On n'a pas pu l'isoler; il n'existe que dans les sels. Il est formé de 76,64 de chrome, et de 23,36 d'oxygène.

Sesquioxyde, Cr^2O^3. — On le trouve fort rarement dans la nature. *Anhydre,* il est d'un très-beau vert, très-difficile à fondre. Chauffé au

rouge vif, il perd une partie de son oxygène : maintenu au rouge sombre, au contact de l'air, il passe à l'état de bioxyde, CrO^2. Chauffé jusqu'au rouge brun avec du potassium ou avec de la potasse, et exposé à l'air, il en absorbe l'oxygène, et donne du chromate de potasse jaune-serin; il se dissout difficilement dans les acides, à moins qu'il ne soit *hydraté;* le chlorate de potasse le transforme en chromate de potasse, et il se dégage du chlore. On l'emploie pour colorer en vert la porcelaine et le verre, et pour en extraire le chrome. M. Lefort vient de prouver qu'il peut former avec l'eau quatre hydrates définis, constituant les oxydes de chrome, des modifications verte, bleue, violette et rouge, $Cr^2O^3,5HO$; $Cr^2O^3,6HO$; $Cr^2O^3,7HO$, et $Cr^2O^3,9HO$. Ces oxydes donnent avec les acides des sels qui correspondent à leurs modifications. (Voy., pour plus de détails, le *Journal de pharmacie,* juillet 1850.)

Le sesquioxyde de chrome donne, comme l'alumine et le sesquioxyde de fer, avec lesquels il est isomorphe, des *aluns* de chrome.

$KO, SO^3, Cr^2O^3, 3\,SO^3, 24\,HO$, employé en teinture.
$NaO, SO^3, Cr^2O^3, 3\,SO^3, 24\,HO$
$H^3Az, HO, SO^3, Cr^2O^3, 3\,SO^3, 24\,HO$

Préparation. On calcine au rouge, dans un creuset de terre fermé, parties égales de chromate de potasse et de soufre : celui-ci s'empare de l'oxygène de la potasse et d'une partie de celui qui entre dans la composition de l'acide chromique, en sorte que l'on obtient du protoxyde de chrome, du sulfate et du sulfure de potassium; on lessive la masse verdâtre qui en résulte; on dissout dans l'eau le sulfate et le sulfure, et l'oxyde de chrome se précipite; il suffit de le laver plusieurs fois pour l'avoir pur (Lassaigne).

Bioxyde, CrO^2. — Il peut être considéré comme une combinaison d'acide chromique et de protoxyde de chrome $= CrO,CrO^3$.

Oxyde intermédiaire, Cr^3O^4.—Il est brun, et se change en sesquioxyde lorsqu'on le chauffe à l'air. On peut lui donner pour formule CrO,Cr^2O^3 (Péligot).

Acide chromique, CrO^3 (voy. p. 519). — Il correspond à l'acide ferrique.

Acide perchromique, Cr^2O^7. — Il correspond à l'acide permanganique. Il est incristallisable, d'un bleu très-pur, peu stable, et ne paraît pas se combiner aux bases énergiques (Barreswil).

DES SELS DE PROTOXYDE DE CHROME.

Ces sels, découverts par M. Péligot, sont peu stables, et se transforment rapidement en sels de sesquioxyde, au contact de l'oxygène de l'air.

DES SELS DE SESQUIOXYDE DE CHROME.

Ils existent sous trois modifications différentes : ils peuvent être verts, bleus, violets ou rouges; ces états isomériques dépendent de la nature de l'hydrate qui entre dans leur composition; si l'on sépare celui-ci, on peut reformer avec les acides des sels tout à fait correspondants à ces états (Lefort, voy. *Hydrates*, p. 518). Les sels de sesquioxyde de chrome ont une saveur douceâtre, astringente; leurs dissolutions précipitent en gris verdâtre par les alcalis (la potasse et la soude redissolvent le précipité); les carbonates alcalins et le phosphate de soude les précipitent en vert; le cyanure jaune de potassium et de fer et l'acide sulfhydrique ne les troublent point; les sulfures solubles en précipitent de l'hydrate de sesquioxyde, avec dégagement d'acide sulfhydrique; la noix de galle les précipite en brun; ils colorent le borax en vert foncé.

DE L'ACIDE CHROMIQUE. CrO^3.

L'acide chromique existe dans la nature combiné avec l'oxyde de plomb, et dans le rubis *spinelle*. Il cristallise en octaèdres oblongs hydratés, de couleur rouge *purpurine*, plus pesants que l'eau, doués d'une saveur âcre, styptique, et attirant l'humidité de l'air. Il devient presque noir quand on le chauffe, et finit par se décomposer en oxygène et en sesquioxyde. Il se dissout très-bien dans l'eau, à laquelle il communique sa saveur, sa *couleur*, et la propriété de rougir fortement l'*infusum* de tournesol. L'alcool froid le dissout bien; à chaud, il se produit de l'acide formique, de l'éther et du sesquioxyde de chrome.

L'acide chromique cristallisé se dissout en grande quantité dans l'acide sulfurique concentré, et donne des cristaux bruns, CrO^3, SO^3, HO. La dissolution, mêlée avec quelques gouttes d'eau, laisse précipiter de l'acide chromique; si l'on chauffe, il se dégage de l'oxygène, et l'on obtient du sulfate de sesquioxyde de chrome vert.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé dans des vaisseaux fermés, l'acide chromique se décompose, et donne du gaz oxygène et du sesquioxyde de chrome vert; cette décomposition est plus rapide si l'acide est mêlé avec quelque corps avide d'oxygène. 2° Il est décomposé par l'acide

chlorhydrique à l'aide de la chaleur; il y a dégagement de chlore, formation d'eau et de sesquichlorure de chrome vert, d'où il suit que l'acide chlorhydrique est également décomposé; en effet l'oxygène de l'acide chromique se combine avec l'hydrogène de l'acide chlorhydrique pour former de l'eau, et il y a du chlore mis à nu. 3° L'acide *sulfureux* décompose l'acide chromique, absorbe une portion de son oxygène, et il en résulte du sulfate de sesquioxyde de chrome vert. 4° La dissolution de *protochlorure d'étain* transforme aussi l'acide chromique en oxyde vert qui se précipite. En général, tous les corps avides d'oxygène le décomposent en oxyde de chrome et en oxygène qui est absorbé par le corps réagissant.

Préparation. On dissout dans l'eau bouillante du bichromate de potasse, et pendant l'ébullition on ajoute une proportion d'acide sulfurique concentré, telle qu'elle puisse former du bisulfate de potasse avec la potasse du bichromate; le tout se prend par l'ébullition en une masse rouge et grenue, composée de bisulfate de potasse et d'acide chromique. On décante d'abord le liquide, qui renferme beaucoup d'acide chromique; et, comme le bisulfate est bien moins soluble que ce dernier, on délaye la masse grenue à plusieurs reprises dans de petites quantités d'eau froide, et l'on décante ce qui se dissout. On finit par avoir ainsi un résidu orangé de bisulfate de potasse, ne contenant plus que très-peu d'acide chromique; celui-ci se trouve, au contraire, dans les différentes dissolutions. On réunit celles-ci, on les concentre par l'évaporation, et l'on précipite l'acide chromique par l'acide sulfurique, tandis que le sulfate reste dissous à la faveur de l'acide sulfurique. On laisse égoutter l'acide chromique, on l'étend sur des briques, et on le fait cristalliser en le dissolvant et en évaporant à une douce chaleur. L'acide ainsi obtenu est en gros cristaux. (Bollez, *Journ. de pharm.,* mars 1846.)

DES CHROMATES.

Presque tous les chromates sont le produit de l'art : on ne trouve dans la nature que le chromate de plomb, un chromate double de cuivre et de plomb, et un chromate double de magnésie et d'alumine. Ils sont colorés en jaune s'ils sont neutres, et en rouge s'ils sont acides. La plupart de ceux des six dernières classes sont décomposés par le feu; l'acide chromique se trouve transformé en oxygène et en sesquioxyde de chrome vert. Ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de strontiane, de magnésie, de nickel et de cobalt, sont solubles dans l'eau; les autres sont insolubles.

Caractères distinctifs. 1° Les chromates dissous précipitent en *jaune-serin* les sels solubles de plomb, en *rouge orangé* les sels de protoxyde de mercure, et en pourpre les sels d'argent : ces divers précipités sont formés par l'acide chromique et par les oxydes de plomb, de mercure ou d'argent. 2° Chauffés avec de l'acide chlorhydrique, les chromates sont décomposés, et l'on obtient du sesquichlorure de chrome vert, et du chlorure du métal qui constitue le chromate; il se dégage du chlore, et il se forme de l'eau : phénomènes faciles à expliquer, en se rappelant ce que j'ai dit lorsque j'ai parlé de l'action de l'acide chlorhydrique sur l'acide chromique (voy. p. 520).

Composition et *préparation.* Dans les chromates neutres, la quantité de l'oxygène de l'acide est à celle de la base comme 3 : 1. Tous les chromates insolubles s'obtiennent par le troisième procédé (voy. p. 317).

Chromate de potasse, KO,CrO^3. — Il cristallise en prismes rhomboïdaux jaunes, d'une saveur fraîche, amère et désagréable, solubles dans la moitié de leur poids d'eau, à peine solubles dans l'alcool, inaltérables l'air. L'acide chromique et les acides forts en précipitent du bichromate en cristaux rouges. Il n'est pas décomposé par la chaleur, à moins qu'on ne le mêle avec du charbon; mais il devient rouge. On l'emploie dans les fabriques de toiles peintes. Il préserve les substances végétales et animales de la putréfaction, il enlève même l'odeur infecte aux matières putrides. M. Jacobson l'a administré, comme émétique, à la dose de 5 à 10 centigrammes; appliqué à l'extérieur, il agit comme résolutif, et, s'il est concentré, comme caustique; il jouit de la propriété de faire brûler avec une forte et vive incandescence le chanvre, le coton, les cordes, les toiles : aussi s'en est-on servi pour faire des *moxas :* pour cela, on imbibe du papier joseph avec une dissolution faite avec 1 partie de ce sel et 16 parties d'eau.

Préparation. On l'obtient avec la mine de chrome du département du Var, qui est principalement composée d'oxyde de chrome, d'oxyde de fer, d'acide silicique, d'alumine et de magnésie. On fait rougir dans un creuset, pendant une demi-heure, un mélange de 2 parties de mine et d'une d'azotate de potasse; l'acide azotique est décomposé; son oxygène se porte sur les oxydes de chrome et de fer, qu'il transforme en acide chromique et en sesquioxyde de fer; il se dégage du gaz bioxyde d'azote; en sorte que l'on obtient une masse jaune, poreuse, formée de chromate de potasse, d'acide silicique, d'alumine, de sesquioxyde de fer et de magnésie. On casse le creuset pour mieux en retirer la matière, et on la fait bouillir, pendant un quart d'heure, dans dix ou douze fois son poids d'eau, qui dissout le chromate de potasse et une portion d'acide silici-

que et d'alumine : ces deux substances sont tenues en dissolution à la faveur de l'excès de potasse. On traite de nouveau le résidu par l'eau, pour lui enlever tout ce qui est soluble ; on filtre et on fait évaporer la liqueur ; l'acide silicique et l'alumine se déposent à mesure que la concentration a lieu : on laisse reposer pour filtrer de nouveau et faire cristalliser ; c'est par le moyen d'une seconde cristallisation que l'on parvient à débarrasser le *chromate de potasse* de tout l'acide silicique et de l'alumine (Grouvelle).

Bichromate de potasse, $KO,2CrO^3$.— Il cristallise en larges tables rectangulaires d'un rouge intense, solubles dans 10 parties d'eau froide, inaltérables à l'air, d'une saveur amère et métallique. Les corps avides d'oxygène décomposent plus facilement ce sel que le chromate neutre. En le traitant par un excès d'acide azotique, on forme du *trichromate* de potasse, $KO,3CrO^3$. Le bichromate est anhydre ; on l'obtient en décomposant le chromate neutre par l'acide azotique.

Bichromate de perchlorure de chrome (acide *chlorochromique*), $2CrO^3$, $CrCl^3$. — Il est le résultat de la réaction à une chaleur rouge de 17 p. de bichromate de potasse sur 10 p. de chlorure de sodium. Il est liquide, d'un rouge foncé, et bout à 121°. Il est à la fois un oxydant et un chlorurant énergiques.

Chromate de plomb, PbO,CrO^3. — Il est d'un très-beau jaune-serin, insoluble dans l'eau et peu soluble dans les acides ; les alcalis, employés en petite quantité, le transforment en chromate basique insoluble, rouge orangé, et en chromate d'alcali soluble. Chauffé avec l'acide chlorhydrique, il donne du sesquichlorure de chrome vert, soluble, et du protochlorure de plomb blanc peu soluble. On l'obtient en versant du chromate de potasse dans de l'acétate de plomb. Il est employé dans la peinture sur toile et sur porcelaine, pour faire des fonds jaunes, etc. Les chromates de plomb du commerce (jaune de chrome) contiennent plus ou moins de sulfate de chaux ou de sulfate de plomb.

Chromates de chlorures métalliques. — M. Péligot a fait connaître l'existence de bichromates dans lesquels un chlorure métallique remplace l'oxyde, et joue ainsi le rôle de base (voy. *Sels en général*, et *Journ. de pharm.*, juin 1833).

DU VANADIUM. V. Équivalent = 855,8.

Le vanadium a été découvert par Sefstrom, en 1830, dans un fer suédois remarquable par sa ductilité extraordinaire, qui se trouve à Jaberg en Suède ; son nom est dérivé de *Vanadis,* divinité scandinave. On

a reconnu depuis qu'il existe aussi à l'état d'acide vanadique dans la mine de plomb de Zimapan au Mexique et en Écosse.

Le vanadium est blanc, et ressemble beaucoup au molybdène lorsque sa surface est polie; il n'est point ductile et se laisse facilement réduire en poudre gris de fer; on ignore quel est son poids spécifique. Il est bon conducteur de la chaleur et de l'électricité, et fortement négatif envers le zinc. Chauffé avec le contact de l'air, quand il est pulvérulent et qu'il a été réduit au moyen du potassium, il prend feu au-dessous du rouge, brûle sans vivacité, et donne un oxyde noir non fondu. Il n'est que très-difficilement attaqué par les acides sulfurique et chlorhydrique; l'acide azotique et l'eau régale le dissolvent facilement et donnent une liqueur bleue. Il est sans usages.

Extraction. On chauffe dans un creuset de platine l'acide vanadique avec du potassium; on dissout dans l'eau l'oxyde de potassium formé, et le vanadium reste.

DES OXYDES DE VANADIUM.

Protoxyde, VO. — Il ne se combine ni aux acides ni aux bases.

Bioxyde, VO^2. — *Hydraté,* il est blanc, soluble dans les acides, avec lesquels il donne des sels bleus. Il s'unit aussi aux bases, et produit des sels que l'on pourrait appeler *vanadites.*

Acide vanadique, VO^3.

Il est le produit le plus oxygéné du vanadium. Il est solide, couleur de rouille, insipide et inodore; il rougit le papier de tournesol. Il fond à la chaleur rouge et il peut cristalliser par le refroidissement sans se décomposer, ce qui le distingue de l'acide chromique. Il se dissout légèrement dans l'eau, qu'il colore en jaune clair; il s'unit avec les bases, avec lesquelles il donne des sels bien déterminés. Il se combine aussi avec les acides sulfurique, azotique, phosphorique, etc., et fournit des sels cristallisables jaunes ou rouges, se dissolvant par la chaleur. Le sulfate a pour formule $VO^3, 3SO^3$. On obtient l'acide vanadique en décomposant le vanadate d'ammoniaque par l'action de la chaleur : l'ammoniaque se volatilise, et l'acide reste.

DES SELS COMPOSÉS DE BIOXYDE DE VANADIUM ET D'UN ACIDE.

A peu d'exceptions près, ces sels sont d'un bleu d'azur; anhydres, ils sont ordinairement bruns, quelquefois verts. Ils sont doués d'une saveur astringente un peu douceâtre; la plupart sont solubles dans l'eau

et précipitables par la potasse et la soude en blanc grisâtre, qui passe au brun hépatique ; le précipité se redissout dans un excès d'alcali. Les carbonates les précipitent en gris-blanc. L'acide sulfhydrique ne les trouble point; les sulfures les précipitent en noir et redissolvent le précipité en prenant une belle couleur pourpre, si on les emploie en excès. Le cyanure jaune de potassium et de fer y occasionne un précipité jaune-citron qui verdit à l'air. L'infusion de noix de galle y produit un précipité bleu tellement foncé qu'il paraît noir.

DES MÉTAUX DE LA QUATRIÈME CLASSE.

Ces métaux absorbent de l'oxygène à la *température la plus élevée.* Leurs oxydes se comportent au feu comme ceux de la 3e classe. Ils ne décomposent pas l'eau à froid ni en présence des acides énergiques, mais ils la décomposent à la chaleur rouge; toutefois cette décomposition ne s'opère que lentement et difficilement par le bismuth, le plomb et le cuivre, alors même qu'ils ont été fortement chauffés. Ils ont une grande tendance à former avec l'oxygène des oxydes qui jouent le rôle d'acides. Ces métaux sont l'étain, le molybdène, le tungstène, l'antimoine, le tantale, le bismuth, le plomb et le cuivre.

DE L'ÉTAIN. Sn. Équivalent = 735,3.

L'étain se trouve en Allemagne, en Angleterre, à Banca, à Malaca; on a découvert dans le département de la Haute-Vienne une mine d'étain assez riche pour être exploitée avec succès : du moins tels sont les résultats de l'analyse qui en a été faite par Descostils. L'étain existe toujours à l'état d'oxyde ou de sulfure ; celui du commerce contient ordinairement une petite quantité de plomb, de fer, de cuivre et d'arsenic.

Il est solide, d'une couleur semblable à celle de l'argent; il est plus dur et plus brillant que le plomb; il est assez malléable pour qu'on puisse en obtenir des lames minces, mais il se tire mal en fil : il a peu de ténacité, puisqu'un fil de 2 millimètres se brise sous un poids d'environ 24 kilogrammes; il a une odeur désagréable lorsqu'on le frotte entre les doigts; son poids spécifique est de 7,285; il a la singulière propriété de craquer quand il est plié, phénomène que l'on désigne sous le nom de *cri de l'étain. Chauffé* dans des vaisseaux fermés, il fond à 228°, et ne se volatilise pas; si on le laisse refroidir lentement, il cristallise

en prismes à huit faces. Chauffé au contact de l'*air* ou du *gaz oxygène,* il s'oxyde avec dégagement de calorique et de lumière, si la température est assez élevée, et donne d'abord du protoxyde, puis de l'acide stannique anhydre; à froid, ces gaz n'agissent pas sur ce métal, que je suppose parfaitement pur, car s'il contient du plomb, il ne tarde pas à être terni par leur contact.

Le gaz *hydrogène,* le *bore* et le *carbone,* n'exercent aucune action sur lui. Le *phosphore* se combine avec l'étain et donne un phosphure mou, de la couleur de l'argent, moins fusible que l'étain, susceptible de se transformer en acide phosphorique et en phosphate d'étain lorsqu'on le fait chauffer à l'air.

Le *soufre* s'unit avec l'étain et donne trois sulfures. Le *protosulfure anhydre,* SnS, existe dans la nature, combiné avec du sulfure de cuivre. Il est d'un gris bleuâtre, brillant, cristallisable en lames, indécomposable par le feu; il peut absorber de la vapeur de soufre et passer à l'état de bisulfure; on l'obtient en chauffant au rouge, dans un creuset de terre, un mélange de limaille d'étain et de soufre. S'il est *hydraté,* il est d'un brun-chocolat foncé, et soluble dans un excès d'acide chlorhydrique concentré, avec dégagement d'acide sulfhydrique; on le prépare en précipitant par ce dernier gaz un *solutum* de protochlorure d'étain. Le *sesquisulfure,* Sn^2S^3, est jaune grisâtre foncé, décomposable, à une température très-élevée, en soufre et en protosulfure; on l'obtient en chauffant au rouge obscur le protosulfure avec le tiers de son poids de soufre jusqu'à ce qu'il ne distille plus de soufre. Le *bisulfure* (or mussif) *anhydre,* SnS^2, est en belles écailles jaunes, hexagones, volatiles, décomposables, à une chaleur rouge, en soufre et en protosulfure gris bleuâtre fixe. Chauffé avec le contact de l'air, il se change en acide sulfureux et en bioxyde d'étain. Il est inattaquable par les acides, excepté par l'eau régale, qui le transforme en sulfate d'étain. Il sert à frotter les coussins des machines électriques, et à bronzer le bois. On le prépare 1° directement; 2° en chauffant parties égales d'étain et de sulfure de mercure (cinabre): l'étain s'empare du soufre, et le mercure est mis à nu; 3° en mélangeant 7 parties de soufre, 6 p. de chlorhydrate d'ammoniaque, et 18 p. d'un alliage composé de 12 p. d'étain et de 6 de mercure; on réduit le mélange en poudre fine, on l'introduit dans un matras que l'on soumet pendant plusieurs heures à l'action d'une douce chaleur, et l'on obtient l'or mussif sous forme d'une masse jaunâtre, légère; il se produit en outre du sulfure de mercure et du protochlorure d'étain, qui se volatilisent avec l'excès de soufre et de sel ammoniac.

L'*iode* s'unit avec l'étain en deux proportions; le protiodure, SnI, est peu soluble dans l'eau, et peut être chauffé au rouge sans se sublimer. Le periodure, SnI^2, est aisément décomposé par l'eau, et se sublime à 18° cent.

Si, après avoir élevé la température de l'étain, on le met en contact avec du chlore gazeux sec, il rougit, s'empare du gaz, et passe à l'état de *bichlorure* (*liqueur fumante de Libavius*). Il existe encore un autre composé de ce genre contenant moitié moins de chlore; je vais successivement étudier ces deux produits.

Protochlorure, SnCl (*hydrochlorate d'étain, sel d'étain*, etc.).—Il est le produit de l'art; on peut l'obtenir cristallisé en octaèdres, mais le plus souvent il est sous forme d'aiguilles hydratées, SnCl, 2HO; si on le chauffe, il perd la majeure partie de son eau et se volatilise presque en entier au rouge naissant; cependant une portion d'eau se décompose et transforme une très-petite partie du chlorure en gaz acide chlorhydrique et en bioxyde d'étain. Le protochlorure sublimé *anhydre* offre une saveur styptique; il est fusible et soluble dans l'eau *légèrement acidulée* par l'acide chlorhydrique: en sorte que le *solutum* constitue alors un chlorhydrate de protochlorure d'étain; si l'eau n'était pas acidulée, ce protochlorure ne serait pas entièrement dissous. En effet, Berthollet a prouvé qu'alors il se décomposerait *en partie* en acide chlorhydrique et en protoxyde; celui-ci *se précipiterait* avec une portion de protochlorure (SnCl, SnO), et l'autre portion de protochlorure resterait dissoute dans l'acide chlorhydrique; il est inutile d'ajouter que le dépôt blanc-jaunâtre se dissoudrait dans quelques gouttes d'acide chlorhydrique. Mis en contact avec l'air humide, le protochlorure en absorbe rapidement l'oxygène, et se transforme en bichlorure et en un composé de bichlorure et de bioxyde; l'eau aérée dans laquelle on le mettrait agirait de même. Le chlore le fait passer à l'état de bichlorure. Il désoxyde complétement ou incomplétement presque tous les corps saturés d'oxygène, et passe à l'état de *bichlorure* ou de *bioxyde:* ainsi il change les sels de sesquioxyde de fer en sels de protoxyde, ceux de bioxyde de cuivre en protochlorure de cuivre, l'acide arsénique en acide arsénieux et même en arsenic, l'acide chromique en oxyde de chrome vert, l'acide permanganique en protoxyde; il sépare les métaux de la plupart des composés de mercure et d'or, de l'oxyde d'argent, des oxydes d'antimoine et de zinc. L'explication de ces phénomènes est toute simple: lorsque le protochlorure d'étain agit sur des corps très-oxydés qui ne contiennent point de chlore, il abandonne la moitié de son étain, et se change en bichlorure; tandis que l'étain abandonné absorbe l'oxygène

des corps oxydés et passe à l'état de bioxyde; si les corps dont il s'agit contiennent du chlore, la portion d'étain abandonnée se transforme aussi en bichlorure. Le protochlorure d'étain joue le rôle d'acide vis-à-vis d'autres chlorures, avec lesquels il forme des composés cristallisables en prismes rhomboïdaux : tels sont les chlorures doubles d'étain et de potassium, d'étain et de baryum, d'étain et d'ammoniaque; d'autres chlorures doubles cristallisent en aiguilles. Le protochlorure d'étain sert comme mordant pour les couleurs violacées, il est employé à la préparation du pourpre de Cassius, etc.; traité par l'acide azotique, il constitue la *composition d'étain* des teinturiers. M. Tauffier a proposé de l'employer pour conserver les substances animales, de préférence à toute autre matière. On n'en fait plus usage en médecine. Il agit comme les poisons irritants, et détermine la mort au bout de quinze à dix-huit heures, lorsqu'il est administré à la dose de 4 à 6 grammes. Le lait le décompose complétement et avec la plus grande rapidité, et doit être considéré comme son antidote.

Préparation. On l'obtient à l'état d'hydrate en faisant chauffer le métal, *très-divisé*, avec 4 parties d'acide chlorhydrique liquide et concentré; il est convenable d'agir dans une cornue à laquelle on adapte un récipient, pour ne pas perdre l'acide chlorhydrique qui se volatilise, et d'ajouter de temps en temps une petite quantité d'acide azotique : il se dégage du gaz hydrogène, et le chlore de l'acide se porte sur le métal. Le chlorure formé cristallise par le refroidissement; on doit le conserver à l'abri du contact de l'air. On l'obtient anhydre en chauffant celui qui est hydraté, SnCl, 2HO.

Bichlorure d'étain, $SnCl^2$ (*liqueur fumante de Libavius*). — C'est un composé liquide, anhydre, transparent, doué d'une odeur piquante très-forte; il ne rougit pas le papier de tournesol parfaitement desséché. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se volatilise, et peut être distillé à 120° c. sans éprouver la moindre décomposition, pourvu qu'il ne renferme point d'eau; car s'il en contient, celle-ci se décompose; son hydrogène forme avec le chlore de l'acide chlorhydrique qui se volatilise, tandis que l'oxygène se combine avec l'étain et le transforme en bioxyde. Mis en contact avec l'air, ce liquide en absorbe rapidement la vapeur, et se précipite sous forme d'une fumée excessivement épaisse. Versé dans une grande quantité d'eau, il se dissout; s'il est mêlé avec très-peu d'eau, il s'y combine rapidement, donne un hydrate cristallin, $SnCl^2$, 5HO, fait entendre un petit bruit, et il y a dégagement de beaucoup de calorique. Si on le fait bouillir avec de l'acide azotique, celui-ci est décomposé; son oxygène se porte sur l'étain et forme de

l'oxyde qui se précipite, tandis que le gaz bioxyde d'azote qui résulte de cette décomposition se dégage avec le chlore du chlorure également décomposé. Le *spiritus Libavii* ne décolore pas le sulfate rouge de manganèse; le *chlore* ne perd point la propriété de décolorer l'indigo en se dissolvant dans ce liquide (Gay-Lussac). Il doit être conservé dans des flacons à l'émeri, dont le bouchon soit enduit d'une légère couche d'huile; sans cela on éprouve la plus grande difficulté à les déboucher.

Préparation. On l'obtient en faisant passer du chlore gazeux desséché à travers de l'étain chauffé presque au rouge. Si on veut l'avoir liquide, on sature de chlore un *solutum* aqueux de protochlorure d'étain.

Le *brome* se combine avec l'étain, avec dégagement de calorique et de lumière, et forme un *bibromure* blanc.

L'*azote* est sans action sur l'étain.

L'*eau* est décomposée par ce métal, dont la température a été élevée jusqu'au rouge: on obtient du gaz hydrogène et de l'acide stannique. Il n'altère point le gaz *oxyde de carbone;* il enlève l'oxygène au *protoxyde d'azote,* et il agit probablement de même sur le gaz bioxyde d'azote.

Il n'exerce aucune action sur l'acide *borique.* A une température élevée, il s'empare d'une portion d'oxygène du gaz acide *carbonique,* qu'il ramène à l'état de gaz oxyde de carbone. Il enlève l'oxygène à l'acide *phosphorique,* pourvu que la température soit assez élevée. Il n'agit pas à froid sur l'acide *sulfurique* concentré; mais si on chauffe le mélange, il y a décomposition d'une portion de l'acide, dégagement de gaz acide sulfureux, et production de sulfate d'étain. L'acide *sulfurique* très-étendu n'a aucune action sur lui; s'il n'est que moyennement affaibli et que l'on chauffe, il est décomposé, il se dégage du gaz sulfureux, il se dépose du soufre, et il se forme du sulfate de protoxyde d'étain ou d'acide stannique. On ne connaît pas l'action qu'exercent sur lui les acides *iodique* et *chlorique.* L'acide *sulfureux* liquide hydraté est décomposé par lui; il se dépose du soufre, et il se produit de l'hyposulfite de protoxyde soluble. L'acide *azotique monohydraté* n'agit pas sur lui: s'il est étendu d'un peu d'eau, l'action est des plus vives et des plus subites, même à froid, et il y a formation d'acide métastannique hydraté, Sn^5O^{10}, 10HO, insoluble dans l'acide azotique (Fremy), et d'azotate d'ammoniaque (voy. p. 274). Si l'acide *azotique* est plus étendu d'eau, et qu'on le fasse agir sur ce métal, l'eau et l'acide sont décomposés en partie, et il se forme de l'azotate de protoxyde d'étain et de l'azotate d'ammoniaque; il ne se dégage aucun gaz si on tient le vase dans l'eau froide pour empêcher la température de s'élever; le *solutum* jaune transparent ne tarde pas à déposer du protoxyde d'étain hydraté; d'où il suit que l'azotate de prot-

oxyde d'étain est peu stable. L'acide *azoteux* est rapidement décomposé par l'étain. Chauffé avec du gaz acide *chlorhydrique,* il s'empare du chlore et met l'hydrogène à nu; celui-ci a une odeur alliacée; si l'acide est liquide et concentré, la même action a lieu à froid, mais elle est légère, tandis qu'à chaud elle est sensiblement plus vive; il se produit du protochlorure d'étain susceptible de cristalliser. Il décompose également le gaz acide *sulfhydrique,* se combine avec le soufre, et met le gaz hydrogène à nu.

L'étain peut s'allier à plusieurs des métaux précédemment étudiés: tels sont le potassium, le sodium, le fer, etc. En faisant fondre 8 parties d'étain et 1 partie de fer, et en recouvrant le tout de verre pilé, on obtient un alliage cassant, fusible au-dessous de la chaleur rouge, que l'on peut employer pour étamer le cuivre et que l'on appelle étamage polychrome.

Le *fer-blanc* doit être considéré comme une lame de fer recouverte d'un *alliage* de fer et d'étain, sur lequel existe une couche d'étain non allié. Cet alliage offre une cristallisation manifeste, même à l'œil nu; mais on peut lui donner une apparence cristalline plus prononcée et un chatoiement fort agréable, lorsqu'on le traite convenablement par les acides. La découverte de cet art, qui constitue le *moiré métallique,* est due à M. Alard.

Procédé. On fait chauffer légèrement une feuille de fer-blanc (celui d'Angleterre doit être préféré), on l'humecte partout avec une éponge trempée dans un mélange acide (1); le moiré se forme en moins d'une minute; on trempe la feuille dans l'eau froide, et on la lave en la frottant légèrement avec un peu de coton ou la barbe d'une plume imprégnée d'eau de rivière, et mieux d'eau distillée contenant une cuillerée d'acide par litre; il importe que ce lavage soit pratiqué au moment convenable, c'est-à-dire lorsqu'on aperçoit quelques taches grises et noires se former: après avoir lavé la feuille, on la laisse sécher. Dans le cas où on ne voudrait pas la vernir de suite, on la recouvrirait d'une couche un peu épaisse de gomme arabique dissoute dans l'eau. Les nuances que l'on voit sur le *moiré* sont dues à des vernis colorés et transparents. — *Théorie.* Le fer-blanc, dès le moment de sa formation, offre

---

(1) Voici les mélanges les plus convenables, d'après M. Herpin, de Metz: 1° 2 parties d'acide azotique, 2 d'acide chlorhydrique, 3 ou 4 d'eau distillée; 2° parties égales d'eau et d'acides azotique, chlorhydrique et sulfurique; 3° 4 parties d'acide azotique, 1 de chlorhydrate d'ammoniaque; 4° 4 parties d'acide azotique, 1 de chlorure de sodium, 2 d'eau distillée.

une cristallisation visible même à l'œil nu, mais qui, étant recouverte d'une couche d'étain sans forme régulière, plus épaisse que celle que l'on met ordinairement sur le fer-blanc, ne s'aperçoit bien que lorsque cette couche a été enlevée par les acides.

Caractères distinctifs de l'étain. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'acide azotique, qui le transforme en acide métastannique hydraté blanc, insoluble dans l'acide azotique; 3° cet acide dissous dans l'acide chlorhydrique donne un sel de bioxyde (voy. *Sels de bioxyde*).

Usages de l'étain. L'étain est employé dans la préparation de l'alliage des cloches et des canons, de l'or mussif, de la potée et des divers sels d'étain; on s'en sert pour étamer le cuivre, pour faire la soudure des plombiers, pour mettre les glaces au tain, etc. Il est regardé par plusieurs médecins comme vermifuge, et administré comme tel en limaille, à la dose de 4 à 24 grammes, dans quelques cuillerées d'un liquide anthelminthique; on l'a préconisé dans la lèpre; enfin il entre dans la composition antihectique de Poterius, et dans le *lilium* de Paracelse. On a abandonné depuis longtemps les pilules antihystériques, joviales et autres, dont l'étain ou quelques-uns de ses sels faisaient la base.

Extraction. On n'exploite guère que les mines d'acide stannique: on commence par les bocarder pour les séparer de la gangue ou des terres avec lesquelles elles sont mêlées; on y parvient facilement en faisant couler sur la mine, posée sur une planche légèrement inclinée, de l'eau qui n'entraîne que la gangue, beaucoup plus légère que le minerai; puis on mélange celui-ci avec du charbon mouillé et un peu de chaux éteinte, et on l'introduit dans un four appelé four à manche, qui porte trois ouvertures: l'une supérieure, par laquelle on charge le fourneau; l'autre, placée inférieurement, donne passage au tuyau d'un soufflet, et la troisième enfin, placée aussi à la partie inférieure, permet à l'étain réduit de couler et de se condenser dans un bassin placé à côté du four. Si la mine contient des sulfures de fer et de cuivre, on la grille pour transformer ces sulfures en sulfates de fer et de cuivre, et en oxydes de fer, de cuivre et d'étain; on traite ces produits par l'eau, qui ne dissout que les sulfates; on lave les oxydes sur des tables légèrement inclinées: ceux de fer et de cuivre, plus légers que celui d'étain, sont entraînés; celui-ci reste donc presque pur; s'il contenait encore de l'oxyde de fer, on séparerait ce dernier au moyen du barreau aimanté. L'oxyde d'étain ainsi obtenu est traité par le charbon, comme je viens de le dire.

On prépare l'étain *très-pur* en recouvrant d'une couche d'eau une dissolution concentrée et refroidie de protochlorure d'étain du commerce, et en y plongeant une lame d'étain jusqu'à la partie inférieure du vase;

au bout de quelques heures, l'étain se dépose sur cette lame sous forme de beaux cristaux : ici le protochlorure a été décomposé par le faible courant électrique déterminé par l'immersion de l'étain dans les deux couches superposées de protochlorure d'étain et d'eau.

DES OXYDES D'ÉTAIN.

On connait trois oxydes d'étain, le protoxyde, le bioxyde (acide *stannique*), et l'acide *métastannique*.

Protoxyde, SnO. — Il est le produit de l'art. A l'état *anhydre,* il est brun, noir, rouge, ou couleur olive, suivant la manière dont il a été préparé ; il est insoluble dans l'eau et dans les dissolutions alcalines étendues, et facilement soluble dans les acides ; l'oxygène de l'air à chaud le fait brûler comme de l'amadou, et le transforme en acide stannique. On l'obtient en déshydratant l'*hydrate* de protoxyde par une ébullition dans l'ammoniaque (il est olive) ou par l'évaporation dans le vide d'une dissolution de ce même hydrate dans la potasse (il est noir), ou bien en calcinant le protoxyde hydraté à l'abri du contact de l'air.

A l'état d'*hydrate,* SnO, HO, il est blanc, indécomposable par le feu ; il absorbe facilement le gaz oxygène pur ou celui qui est contenu dans l'air, et passe à l'état de bioxyde ; cette absorption a même lieu avec dégagement de calorique et de lumière lorsque la température est assez élevée. Il ne peut point se transformer en carbonate à l'air. Traité par la potasse liquide, il se dissout ; et si la potasse est en excès, et qu'on évapore rapidement la liqueur, il se décompose en acide stannique, qui reste combiné avec l'alcali, et en étain métallique ; si, au contraire, la proportion d'alcali est faible, et que l'on concentre la liqueur sous le récipient d'une machine pneumatique, la potasse *déshydrate* le protoxyde d'étain et celui-ci se précipite à l'état *anhydre* (Frémy). Il est formé de 88,03 d'étain et de 11,97 d'oxygène. On l'obtient en décomposant le protochlorure d'étain par l'ammoniaque, et en lavant le précipité.

Il existe une modification *brune* du protoxyde d'étain. Pour l'obtenir on met l'hydrate de protoxyde blanc en digestion à une température de 56°, avec une dissolution de protoxyde d'étain dans l'acide acétique, contenant un léger excès d'acide, et d'une densité de 1,66 environ ; le protoxyde passe alors à l'état de grains durs et lourds, qui donnent une poudre d'un brun verdâtre ; ces grains s'enflamment quand on les chauffe et noircissent aisément au soleil. Ils se comportent avec les réactifs comme le protoxyde ordinaire (Roth, *Journ. de pharm.,* août 1847).

Bioxyde (acide stannique), SnO^2, HO. — On le trouve souvent dans la nature; il existe en Angleterre, en Espagne, en Bohême, en Saxe, à Banca, à Malaca, etc. Il est blanc, passe au jaune à une chaleur rouge, et il est déshydraté; il est infusible, indécomposable au feu, et ne peut plus absorber d'oxygène. Il se combine avec les bases et donne des stannates; en s'unissant aux acides, il ne fournit point de sels, mais bien des combinaisons des deux acides; toutefois il se dissout dans les acides sulfurique et azotique étendus d'eau. On se sert de l'acide stannique naturel pour extraire le métal. Il entre dans la composition de la potée, préparation dont on fait usage pour polir les glaces, et qui est presque entièrement formée d'acide stannique et de protoxyde de plomb. On l'obtient en décomposant un stannate soluble par un acide.

Acide métastannique, $Sn^5O^{10}, 5HO$.—Lorsqu'on décompose le perchlorure d'étain par un carbonate insoluble, ou que l'on traite l'étain par l'acide azotique, on obtient l'acide métastannique, que l'on a confondu à tort avec l'acide stannique: en effet, il peut former avec l'eau trois hydrates. En présence d'un grand excès d'alcali, il donne des métastannates neutres, en général incristallisables, qui ont pour formule $Sn^5O^{10}, MO, 4HO$, tandis que les stannates sont représentés par SnO^2, MO. Les premiers sont toujours hydratés et se décomposent en acide et en base lorsqu'on les déshydrate; tandis que les stannates peuvent, comme tous les autres sels, être amenés à l'état anhydre, sans se décomposer. L'acide métastannique est blanc, cristallin, insoluble dans l'eau et dans les acides azotique et sulfurique étendus. Les métastannates de potasse et de soude peuvent être obtenus sous forme de beaux cristaux.

Oxyde d'étain intermédiaire = Sn^2O^3, ou bien SnO, SnO^2. — Lorsqu'on traite à froid l'acide stannique par du protochlorure d'étain, l'acide prend immédiatement une teinte jaune orangée : c'est l'oxyde intermédiaire ou le stannate de protoxyde d'étain; il reste en dissolution de l'acide chlorhydrique, d'où il suit que l'eau a été décomposée (Frémy, *Journ. de pharm.*, année 1842, et mars 1847).

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE D'ÉTAIN.

Les dissolutions salines d'étain peu oxydé ont une saveur astringente, métallique, désagréable; elles rougissent le tournesol; exposées à l'air, elles se troublent, absorbent de l'oxygène, et donnent un précipité qui contient du bioxyde. Suivant M. Bouquet, qui a étudié le sulfate, le tartrate et l'oxalate de protoxyde d'étain, ces sels ne se peroxyderaient pas d'une manière sensible au contact de l'air ; le *chlore* les transforme en

sels de bioxyde (voy. *Action du chlore sur les sels de protoxyde de fer*). L'acide sulfureux est décomposé par elles, leur cède de l'oxygène, et il y a du soufre précipité. Les monosulfures de potassium et de sodium y font naître un précipité couleur de chocolat, et non pas blanc sale, comme on le dit; l'acide sulfhydrique les décompose, et en précipite un sulfure couleur de chocolat. La *potasse,* la *soude* et l'*ammoniaque,* donnent un précipité blanc de protoxyde, soluble dans un excès de potasse et de soude; par l'ébullition, ces dissolutions se décomposent en étain métallique et en stannates de potasse ou de soude. Le chlorure d'or les précipite en pourpre; le bichlorure de mercure y fait naître un précipité blanc de protochlorure de mercure, qui devient gris aussitôt, parce qu'il est réduit à l'état métallique. Le cyanure de potassium et de fer les précipite en blanc. Le zinc et le plomb en séparent l'étain. L'eau, en grande quantité, les décompose et en précipite un sous-sel blanc; la dissolution renferme un sel acide.

DES SELS DE BIOXYDE D'ÉTAIN.

Le *bichlorure* (1) ne se trouble pas par son exposition à l'air, ni par son mélange avec le chlore, l'acide sulfureux, les acides azotique, azoteux, etc.; il a une saveur métallique très-désagréable. Les sulfures solubles et l'acide sulfhydrique *concentré* en précipitent du bisulfure d'étain hydraté *jaune,* soluble dans l'ammoniaque, mais beaucoup moins que le sulfure d'arsenic; la dissolution ammoniacale perd sa couleur jaune et peut rester d'un blanc très-légèrement laiteux, ce qui tient à la présence d'un peu de bioxyde d'étain que l'acide sulfhydrique n'a point décomposé, et que l'ammoniaque ne dissout point. La *potasse,* la soude et l'ammoniaque, en séparent le bioxyde, qui se dissout très-facilement dans un excès de potasse ou de soude. Le cyanure jaune de potassium et de fer le précipite en blanc. Le zinc en sépare l'étain.

On vend dans le commerce un *sel d'étain* que l'on emploie beaucoup dans les manufactures, et qui est composé de protochlorure d'étain et d'un sel ferrugineux; il diffère du protochlorure par les propriétés suivantes: l'eau distillée ne le dissout jamais entièrement, ce qui dépend de l'insolubilité du sous-bichlorure qu'il contient; les sulfures de potassium, de sodium et d'ammoniaque, en précipitent une poudre noirâtre,

---

(1) Les caractères dont je vais parler se rapportent tous au bichlorure d'étain, le seul sel au *maximum* que l'on connaisse.

tandis que le précipité qu'ils forment dans le protochlorure a la couleur du chocolat, etc. On se sert de ce sel d'étain dans les manufactures de porcelaine pour faire le pourpre de Cassius (voy. art. *Or*), et dans les fabriques de toiles peintes, comme je le dirai par la suite.

DU MOLYBDÈNE. Mo. Équivalent = 598,5.

On n'a jamais trouvé ce métal à l'état de pureté : il existe dans la nature, à l'état de sulfure et de molybdate; mais ces produits sont excessivement rares.

Le molybdène fondu est blanc, semblable à de l'argent mat, et susceptible d'être poli ; son poids spécifique est de 8,615 à 8,636; il est cassant, quoiqu'il s'aplatisse un peu sous le marteau avant de se fondre.

Il a été regardé pendant longtemps comme infusible; mais on est parvenu à le séparer du sulfure, et à le fondre soit à une température excessivement élevée dans nos fourneaux, soit à l'aide du chalumeau à gaz (Clarke). Chauffé jusqu'au rouge naissant avec le contact de l'air, il se transforme d'abord en oxyde brun, qui finit par devenir bleu. Si on élève davantage la température, il se change en acide molybdique, qui se vaporise et cristallise en refroidissant. Il n'est pas altéré par l'air froid.

La plupart des corps simples non métalliques s'unissent avec le molybdène.

Le molybdène peut s'allier avec un très-grand nombre de métaux, mais aucun des alliages qu'il forme n'est employé.

Extraction. On décompose l'acide molybdique dans un creuset brasqué, comme je l'ai dit en parlant du manganèse (voy. p. 463).

DES OXYDES DE MOLYBDÈNE.

Protoxyde, MoO. — Il est le produit de l'art; il est d'un brun cuivreux, difficile à fondre, et susceptible d'absorber le gaz oxygène à une température élevée, et de se transformer en partie en bioxyde et en partie en acide molybdique : il se dissout dans les acides lorsqu'il est hydraté. On l'obtient sous ce dernier état en dissolvant un molybdate alcalin dans de l'acide chlorhydrique, l'acide molybdique précipité ne tarde pas à être redissous; on plonge alors dans la liqueur une lame de zinc, qui la transforme en chlorure de zinc et en protochlorure de molybdène; il suffit de traiter cette liqueur avec précaution par l'ammo-

niaque, jusqu'à ce qu'elle soit décolorée, pour obtenir un précipité de *protoxyde*.

Bioxyde, $Mo\,O^2$. — Anhydre, il est cristallin, d'un brun rougeâtre, et devient vert à l'air en passant à l'état de molybdate de protoxyde de molybdène. Il est un peu soluble dans l'eau et il rougit faiblement le tournesol. On l'obtient en décomposant par la chaleur, en vases clos, le molybdate d'ammoniaque.

Acide molybdique, $Mo\,O^3$. — Il est en aiguilles soyeuses, blanches, brillantes, fusibles, jaunissant par la calcination, se volatilisant lorsqu'on les chauffe à l'air, peu solubles dans l'eau froide. Sa dissolution rougit le tournesol et est ramenée à l'état d'oxyde bleu *intermédiaire* par les métaux, les acides et les sels avides d'oxygène. Il forme avec les bases deux séries de sels, $RO, Mo\,O^3$ et $RO, 2\,Mo\,O^3$. Il se combine aussi avec le bioxyde de molybdène, et donne des oxydes intermédiaires qui présentent de belles teintes bleues ou vertes; l'acide connu autrefois sous le nom d'acide *molybdeux* n'est qu'un de ces oxydes. On obtient l'acide molybdique en traitant à chaud le sulfure de molybdène par l'eau régale.

DES SELS DE PROTOXYDE DE MOLYBDÈNE.

Ces sels sont fort peu connus. Ils sont noirs ou pourpres, d'une saveur astringente, sans arrière-goût métallique; leurs dissolutions précipitent en brun par la potasse, la soude, l'ammoniaque, et par le sesquicarbonate d'ammoniaque (ce dernier redissout le précipité), en brun par le cyanure de potassium et de fer, et en noir par l'acide sulfhydrique.

DES SELS DE BIOXYDE DE MOLYBDÈNE.

Ils sont rouges quand ils sont hydratés, et presque noirs s'ils sont anhydres, d'une saveur astringente métallique; leurs dissolutions précipitent, par les alcalis, du bioxyde couleur de rouille; les carbonates et les bicarbonates y forment un précipité qu'ils peuvent redissoudre s'ils sont employés en excès; le cyanure jaune de potassium et de fer les précipite en brun foncé; l'acide sulfhydrique y forme lentement un précipité brun; une lame de zinc en sépare du protoxyde noir mêlé d'un peu d'oxyde de zinc.

DU TUNGSTÈNE (SCHEELIUM, SCHEELIN, WOLFRAM). W. Équiv. = 1188,4

On trouve le tungstène à l'état de *tungstate de chaux* et de *tungstate double de manganèse et de fer* : ce dernier est plus commun que les au-

tres, et constitue le wolfram. Le tungstène est solide, d'un blanc grisâtre comme le fer, très-brillant, très-dur, inattaquable par la lime, et fragile ; son poids spécifique est, suivant MM. d'Elhuyart, de 17,6.

Il ne paraît pas avoir été fondu, même à la température de 170° du pyromètre de Wedgwood ; on peut pourtant, lorsqu'il a été ainsi chauffé, l'obtenir par le refroidissement en petits cristaux d'une forme indéterminée (Vauquelin). Il n'agit sur le gaz *oxygène* et sur l'*air* qu'à une température élevée : alors il brunit, s'oxyde avec flamme, et passe à l'état d'acide tungstique. Il décompose l'*eau* à la chaleur rouge, et donne aussi de l'acide tungstique. L'acide sulfurique concentré à chaud et l'acide azotique le transforment également en acide tungstique. L'acide chlorhydrique n'agit pas sensiblement sur lui.

Préparation. On obtient le tungstène en traitant l'acide tungstique par l'hydrogène sec à une température très-élevée. Pour préparer cet acide, on fait chauffer, pendant deux heures, 1 partie de wolfram pulvérisé et séparé de sa gangue (mine composée principalement d'acide tungstique, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse) avec cinq ou six fois son poids d'acide chlorhydrique liquide, qui dissout les oxydes de fer et de manganèse, et laisse l'acide tungstique sous forme d'une poudre jaune; mais il est mêlé avec un peu de gangue et avec du wolfram non décomposé; on le lave, et on le fait dissoudre à froid dans l'ammoniaque; on filtre et on évapore le tungstate qui a été produit; lorsqu'il est sec, on le chauffe dans un creuset pour en volatiliser l'ammoniaque, et l'acide reste pur.

DES OXYDES DE TUNGSTÈNE.

Oxyde, WO^2. — Il est noir, pulvérulent, s'il a été préparé en décomposant l'acide *tungstique pulvérulent* par l'hydrogène; tandis qu'il est d'un rouge de cuivre foncé, si cet acide était cristallisé. Chauffé à l'air, il passe à l'état d'acide tungstique en brûlant comme de l'amadou. Il est insoluble dans les acides. Il donne, avec une dissolution concentrée de potasse, du tungstate de potasse; l'eau est décomposée pour transformer l'oxyde en acide tungstique. On l'obtient en décomposant l'acide tungstique à une température modérée par l'hydrogène sec.

Acide tungstique, WO^3. — Il est pulvérulent, d'un jaune-paille, insipide, insoluble dans l'eau et dans les acides, sans action sur le tournesol, soluble dans les liqueurs alcalines et dans l'ammoniaque, quand il n'a pas été calciné. La chaleur, la lumière et les matières organiques, le ramènent à l'état d'*oxyde bleu intermédiaire.* D'après M. Laurent, il existe

plusieurs *hydrates* de l'acide tungstique, qui forment avec l'ammoniaque des sels correspondants à ces hydrates.

Oxyde bleu intermédiaire, WO^3,WO^2. — Il est le résultat de la réduction partielle de l'acide tungstique par le zinc, dans une liqueur qui contient de l'acide chlorhydrique.

DES TUNGSTATES.

Les tungstates sont tous le produit de l'art, excepté ceux de chaux et de fer : aucun n'est employé. Ils sont, pour la plupart, indécomposables par le feu : il n'y a guère que ceux dont les oxydes se réduisent par la chaleur qui se décomposent. Presque tous sont insolubles dans l'eau. Ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, qui se dissolvent dans l'eau, sont précipités à froid par les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique, etc.; le précipité est blanc, et composé de beaucoup d'acide tungstique, d'une portion de l'oxyde du tungstate, et d'un peu de l'acide précipitant; si, au lieu d'agir à froid, on fait chauffer le mélange, on n'obtient que de l'acide tungstique jaune. Le zinc, le fer et le protochlorure d'étain, transforment les tungstates que l'on a rendus acides en oxyde bleu intermédiaire.

DE L'ANTIMOINE (RÉGULE D'ANTIMOINE). Sb. Équiv. = 806,5.

L'antimoine se trouve, 1° à l'état natif au Hartz, en Hongrie, près de Grenoble, en Bretagne et à Salhberg en Suède; 2° combiné avec l'oxygène, 3° uni au soufre, 4° enfin combiné à la fois avec l'oxygène et avec le soufre.

L'antimoine est un métal solide, d'une couleur blanche bleuâtre, brillante, semblable à celle de l'argent ou de l'étain, qui ne se ternit que très-peu à l'air; sa texture est lamelleuse, sa dureté assez grande; il est très-cassant et facile à pulvériser; frotté entre les doigts, il leur communique une odeur sensible; son poids spécifique varie de 6,702 à 6,86 (1).

(1) On doit à Sérullas un travail important sur l'antimoine et ses préparations, dont voici les principaux résultats : 1° L'antimoine, lors même qu'il a été fondu plusieurs fois, le sulfure, les oxydes et le verre de ce métal, le *crocus metallorum,* etc., contiennent de l'*arsenic,* à moins que ces produits n'aient été obtenus avec le sulfure d'antimoine du département de l'Allier, qui ne renferme pas d'arsenic. L'émétique et le beurre d'antimoine sont les seules prépara-

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il entre en fusion à 450°, et, si on le laisse refroidir lentement, il forme un culot dont la surface offre une cristallisation que l'on a comparée aux feuilles de fougère; il n'est volatil qu'au rouge blanc, d'après Berzelius. A la température ordinaire, il n'agit ni sur le gaz *oxygène* ni sur l'*air* atmosphérique parfaitement secs : il paraît, au contraire, absorber une très-petite quantité d'oxygène, si ces gaz sont humides; mais si on élève la température jusqu'au-dessous de l'incandescence, il passe à l'état de sous-oxyde brun (mélange d'antimoine et de protoxyde); si on le chauffe plus fortement, il se transforme en protoxyde blanc (fleurs d'antimoine) mêlé à de l'antimoniate de protoxyde d'antimoine, et il y a dégagement de calorique et de lumière, comme on peut s'en assurer en faisant fondre 8 à 10 grammes de ce métal dans un creuset, et en le versant d'une certaine hauteur sur une table ou sur le carreau; il se divise alors en une multitude de petits globules rouges enflammés, qui passent à l'état d'oxyde que l'on voit se volatiliser dans l'air sous forme d'une fumée blanche, inodore lorsque l'antimoine est pur, mais qui répand une odeur d'ail quand il contient de l'arsenic. Le *bore* et le *carbone* n'exercent point d'action sur l'antimoine.

L'*hydrogène* à l'état naissant, en contact avec l'antimoine, se combine avec lui et donne un hydrure d'antimoine, SbH^3, gazeux, incolore, inodore, insoluble dans l'eau, décomposable *à la chaleur rouge* en antimoine et en hydrogène, brûlant au contact de l'air avec une flamme bleuâtre, et laissant déposer une légère couche d'une poudre grisâtre d'antimoine métallique, si l'air est mélangé en petite quantité avec le gaz, et donnant au contraire de l'oxyde d'antimoine blanc pulvérulent et de l'eau, si l'air est en excès. Lorsque le gaz est enflammé sous forme de jet et qu'on refroidit la flamme par l'interposition d'un corps froid tel qu'une capsule, on voit de suite apparaître à la surface de ces corps des *taches brillantes* métalliques d'antimoine, que l'on ne saurait confondre avec celles que produit l'arséniure d'hydrogène, surtout si l'on a recours aux réactifs

---

tions antimoniales où l'arsenic n'existe pas. 2° On peut démontrer ce fait en traitant l'une ou l'autre de ces substances par le bitartrate de potasse, à une température élevée; on obtiendra un alliage de potassium et d'antimoine (voy. *Bitartrate de potasse,* t. II) qui contiendra de l'arsenic, si la préparation antimoniale en renfermait, et il suffira de mettre cet alliage en contact avec l'eau pour donner naissance à de l'*arséniure d'hydrogène gazeux,* facile à reconnaître. D'après M. Meyer, il est possible de séparer complétement l'arsenic de l'antimoine (voyez la note de la p. 544).

propres à distinguer l'antimoine de l'arsenic (voy. ma *Médecine légale*, t. III, 4e édition).

Ce gaz n'est jamais pur, il est toujours mélangé d'hydrogène libre. Le chlore le décompose en produisant de l'acide chlorhydrique et du chlorure d'antimoine blanc. L'azotate d'argent l'absorbe et le décompose.

On l'obtient en traitant un alliage de zinc et d'antimoine par l'acide sulfurique hydraté; l'eau est décomposée, son oxygène se porte sur le zinc, qui s'unit à l'acide sulfurique, tandis que l'antimoine à l'état naissant se combine avec l'hydrogène; on le recueille sur le mercure.

Le *phosphore* peut, à l'aide de la chaleur, s'unir directement à l'antimoine, et donner un phosphure blanc, brillant, cassant, susceptible de se transformer en acide phosphorique et en oxyde d'antimoine lorsqu'on le chauffe à l'air ou avec le gaz oxygène.

Le *soufre* jouit aussi de la propriété de se combiner avec l'antimoine à l'aide de la chaleur, et de former un *protosulfure*, Sb^2S^3, dont l'histoire me paraît assez importante pour lui consacrer un article. Il existe encore un autre sulfure d'antimoine désigné sous le nom d'acide *sulfantimonique*, Sb^2S^5, que l'on obtient en faisant passer du gaz acide sulfhydrique à travers une dissolution d'antimoniate de potasse dans l'acide chlorhydrique ou à travers du perchlorure acide d'antimoine. Il est d'un jaune très-vif s'il est hydraté, et décomposable, par la chaleur, en soufre et en protosulfure.

L'antimoine se combine avec l'*iode* à l'aide de la chaleur, et fournit un protiodure, Sb^2I^3, d'un rouge foncé, décomposable par l'eau en acide iodhydrique et en oxyde d'antimoine ioduré. Le *brome* s'unit à l'antimoine avec dégagement de calorique et de lumière, et donne un bromure, Sb^2Br^3, qui se liquéfie à 90+0°, et qui bout à 270°. Il est en aiguilles incolores, déliquescentes.

Lorsqu'on projette de la poudre de ce métal dans du *chlore* gazeux, celui-ci est absorbé et solidifié; il se produit du *perchlorure* d'antimoine, Sb^2Cl^5, incolore, fumant, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Il existe trois chlorures d'antimoine, dont deux correspondent par leur composition au protoxyde et à l'acide antimonique; ils décomposent l'eau de manière à donner de l'acide chlorhydrique et l'oxyde correspondant. Le *protochlorure*, Sb^2Cl^3, est ordinairement sous forme d'une masse épaisse, graisseuse, incolore, qui attire l'humidité de l'air en acquérant une couleur jaune, et que l'on a désignée sous le nom de *beurre d'antimoine liquide*; il est demi-transparent, d'une causticité extrême, susceptible de cristalliser en prismes tétraèdres lorsqu'on le fait fondre et qu'on le laisse refroidir lentement, et fusible au-dessous

de 100° c. Quand le protochlorure a ainsi attiré l'humidité de l'air, il forme un liquide dense, très-caustique, qui n'a rien laissé précipiter, et qui est d'un emploi facile. Il se décompose, au contraire, lorsqu'on le met tout à coup en contact avec une grande quantité d'eau *froide*, et fournit un liquide composé d'acide chlorhydrique et d'un peu d'oxychlorure d'antimoine, et un précipité blanc formé d'oxychlorure d'antimoine (poudre d'Algaroth, $Sb^2Cl^3,2Sb^2O^3,HO$), qui se dépose sous forme de petites paillettes brillantes. (Voy. *Oxychlorure*, p. 541.) Si l'eau était *chaude*, on obtiendrait un oxychlorure en cristaux denses et brillants, $Sb^2Cl^3,5Sb^2O^3$. Le beurre d'antimoine est employé en médecine comme caustique, on s'en sert contre la morsure des animaux venimeux; les armuriers en font usage pour bronzer les canons de fusil. On l'a préparé pendant longtemps en faisant chauffer, dans un appareil *desséché* et composé d'une cornue et d'un récipient, un mélange intime de parties égales d'antimoine métallique et de bichlorure de mercure. Le procédé suivant est préféré, d'après Robiquet. On prend 1 partie d'acide azotique, 4 parties d'acide chlorhydrique, et 1 partie d'antimoine métallique, et l'on obtient un *solutum* de chlorure d'antimoine. On fait évaporer cette dissolution en vaisseaux clos pour chasser l'excès d'acide; lorsque le chlorure est sec, on continue l'action de la chaleur, *mais on change de récipient* : par ce moyen, on *volatilise le protochlorure*, qui est très-beau, et qui n'a pas besoin d'être sublimé de nouveau, comme cela a lieu lorsqu'on suit le procédé ancien, lequel est d'ailleurs beaucoup plus dispendieux. Si la dissolution de l'antimoine dans l'acide a été faite avec lenteur, et qu'au lieu d'obtenir un protochlorure, on ait un perchlorure incapable de produire le protochlorure volatil, on doit ajouter à la dissolution concentrée de l'antimoine très-divisé, qui la ramène à l'état de protochlorure; mais cette addition doit se faire *avec beaucoup de précaution*, car la température s'élève considérablement, et le vase peut être brisé. Si la dissolution de l'antimoine dans l'acide a été faite avec rapidité, parce qu'on a employé une trop grande quantité d'acide azotique ou pour toute autre cause, et que l'on ait obtenu un mélange de bichlorure et de bioxyde d'antimoine, il faudra ajouter un peu d'acide chlorhydrique avant d'évaporer la dissolution, et l'agiter pendant quelque temps avec de l'antimoine très-divisé.

On prépare aussi le *beurre* d'antimoine en traitant le sulfure d'antimoine par l'acide chlorhydrique : or, comme presque tous les sulfures d'antimoine sont arsenicaux (voy. p. 537), il importe, pour éviter la présence du sulfure d'arsenic dans le *beurre*, de distiller celui-ci, en prenant la précaution qui a été indiquée par Larocque. Ce chimiste a fait voir que

dans la distillation du beurre d'antimoine, il y a deux phases bien distinctes : dans la première, il se volatilise l'acide en excès, une petite quantité de chlorure d'antimoine, *et tout le sulfure d'arsenic;* dans la seconde, il ne distille que du *beurre d'antimoine concret.* Si l'on a eu soin de changer de récipient en temps convenable, on conçoit que le beurre d'antimoine ne peut pas contenir d'arsenic. (*Journ. de pharm.*, p. 165, année 1849.)

Oxychlorure d'antimoine (*poudre d'Algaroth*), $Sb^2Cl^3,2Sb^2O^3,HO$.—S'il a été préparé avec de l'eau froide (voy. *Beurre d'antimoine*), il est blanc, onctueux, à moins qu'il ne soit précipité depuis quelque temps, car alors il est gris et pulvérulent. Il n'est point soluble dans l'eau ; il est fusible et soluble dans l'acide chlorhydrique. On peut l'obtenir en traitant 1 partie de protochlorure par 8 parties d'eau ; mais le plus ordinairement on le prépare en faisant bouillir, dans un matras placé sur un bain de sable, 1 kilogramme, 250 de sulfure d'antimoine réduit en poudre très-fine, 6 kilogrammes, 900 d'acide chlorhydrique à 22 degrés, et 0,080 d'acide azotique ; il se forme des protochlorures d'antimoine, de plomb, de fer et de zinc, qui restent en dissolution ; il se dégage du gaz acide sulfhydrique, et il se précipite du soufre, du chlorure de plomb et du sulfure d'antimoine non attaqué (1); on fait bouillir jusqu'à ce que les gaz aient cessé depuis quelque temps de noircir le papier imprégné d'acétate de plomb ; on laisse reposer la liqueur, et on la décante lorsqu'elle est transparente ; on la verse dans une grande quantité d'eau, et on l'agite à mesure, pour que la poudre d'Algaroth qui se produit soit plus divisée, et que le lavage s'en fasse plus exactement : on lave à grande eau jusqu'à ce que la liqueur ne rougisse plus le papier de tournesol, et on laisse égoutter le précipité sur une toile pour le débarrasser d'une portion d'eau.

La poudre d'Algaroth était en usage autrefois ; on l'administrait comme émétique, et on la connaissait sous les noms de *mercure de vie, mercure de mort,* etc. Elle est généralement abandonnée aujourd'hui.

Le *perchlorure* d'antimoine, Sb^2Cl^5, correspond à l'acide antimonique ;

---

(1) *Théorie.* Le plomb, le fer et le zinc, existaient dans le sulfure d'antimoine employé ; l'acide sulfhydrique s'est formé aux dépens de l'hydrogène de l'acide chlorhydrique et du soufre du sulfure ; le soufre déposé provient d'une portion d'acide sulfhydrique décomposé par le chlore et par l'acide azoteux, qui a été mis à nu par suite de la réaction de l'acide azotique sur l'acide chlorhydrique (voy. *Eau régale*, t. I[er]) ; une portion de ce même chlore unie au plomb, qui altère le sulfure, constitue le chlorure précipité.

c'est lui qui se forme lorsqu'on brûle de l'antimoine dans du chlore sec.

L'*azote* est sans action sur l'antimoine. La vapeur d'*eau* est décomposée par ce métal chauffé au rouge; il se forme un oxyde, et l'hydrogène se dégage.

Les acides *borique, carbonique* et *phosphorique,* ne sont pas attaqués par l'antimoine. L'acide *sulfurique* concentré n'agit point sur lui à la température ordinaire, mais il est en partie décomposé à l'aide de la chaleur; il cède une portion de son oxygène au métal, et se transforme en gaz acide sulfureux et en soufre : le protoxyde formé se combine avec l'acide non décomposé, et donne naissance à du sulfate d'antimoine. On ne connaît pas l'action de l'antimoine sur les acides *iodique* et *chlorique.*

L'acide *azotique* concentré est promptement décomposé par lui; il se dégage du gaz bioxyde d'azote, et il se forme de l'antimoniate d'antimoine blanc, et de l'azotate d'ammoniaque; phénomènes semblables à ceux que produisent l'étain et le fer, et dont la théorie a été exposée en détail à la page 274. L'acide *azotique* affaibli l'oxyde au premier degré, et le dissout.

L'acide *chlorhydrique* liquide n'exerce aucune action sur l'antimoine, quelque divisé que soit celui-ci. On ne sait pas comment il se comporte avec l'acide *iodhydrique.* Il n'agit pas sur l'acide *fluorhydrique.* Suivant Scheele, l'acide *arsénique* oxyde l'antimoine, se combine avec lui, et donne naissance à une poudre blanche insoluble.

Parmi les métaux précédemment étudiés, il n'y a que le *potassium* et le *sodium* qui forment, avec l'antimoine, des alliages ayant quelques propriétés remarquables : il y a, pendant leur formation, dégagement de calorique et de lumière.

Lorsqu'on projette dans un creuset chauffé jusqu'au rouge parties égales d'antimoine et d'*azotate de potasse* pulvérisés, et qu'on laisse la matière sur le feu pendant une demi-heure, il y a dégagement de calorique et de lumière, et l'on obtient l'*antimoine diaphorétique non lavé,* dont la composition varie notablement, suivant que la proportion de nitre a été plus ou moins forte, et la chaleur plus longtemps soutenue : ainsi, admettons que l'on ait employé 2 ou 3 parties de nitre, et que l'on ait chauffé pendant deux heures environ, l'antimoine diaphorétique ne sera que de l'antimoniate de potasse, sauf un peu d'arséniate d'antimoine qu'il pourra contenir, d'après Sérullas ; il est évident que, dans ce cas, l'oxygène fourni par l'acide azotique aura pu transformer tout l'antimoine en acide antimonique. Supposons maintenant que la dose de nitre ait été beaucoup moins forte, l'antimoine diaphorétique se composera de

protoxyde d'antimoine uni à la potasse, et d'un excès de potasse; ici l'oxygène de l'acide azotique n'aura pas été en suffisante quantité pour porter l'antimoine à l'état d'acide antimonique. Lorsqu'on traite le produit de la calcination par l'eau, celle-ci, suivant qu'elle est froide ou bouillante, agit différemment; dans ce dernier cas, elle sépare la masse en deux parties, l'une plus riche en alcali, soluble dans l'eau, l'autre insoluble, plus riche en oxyde d'antimoine; si l'eau est froide, elle n'entraîne que de l'azotate et de l'azotite de potasse : d'où il suit que la poudre qui reste après le lavage, et qui constitue l'*antimoine diaphorétique lavé,* n'est pas toujours identique, d'autant plus que, comme je l'ai déjà dit, la composition de l'antimoine diaphorétique non lavé est loin d'être toujours la même. Si on verse dans la dissolution aqueuse de potasse et d'acide antimonique (eau de lavage) de l'acide azotique, celui-ci s'empare de la potasse, et l'acide antimonique blanc se précipite : on connaissait autrefois ce précipité sous le nom de *matière perlée de Kerkringius.* On a employé en médecine l'antimoine diaphorétique lavé et non lavé, comme fondant et apéritif dans les maladies cutanées; ce dernier est plus actif que l'autre; on le prescrit à la dose de 1 à 2 grammes dans une potion de 160 à 180 grammes, que l'on fait prendre par cuillerées; il constitue la *poudre de la Chevaleraies.* Ces préparations ne sont guère employées aujourd'hui que comme contro-stimulantes, et l'on devrait, à cause des différences de composition qu'elles présentent, leur préférer les antimonites et les antimoniates de potasse, dont les éléments sont constants et bien déterminés. L'antimoine diaphorétique non lavé entre dans la composition des *tablettes antimoniales de Daquin,* de la *poudre cornachine,* du *remède de Rotrou,* etc.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'acide azotique, qui le transforme en antimoniate de protoxyde d'antimoine blanc, insoluble dans l'acide azotique et soluble dans l'acide chlorhydrique, avec lequel il donne du chlorure d'antimoine facilement reconnaissable.

Usages de l'antimoine. Il sert à préparer l'alliage des caractères d'imprimerie et plusieurs composés antimoniaux. Les médecins n'emploient jamais l'antimoine pur; il constituait autrefois les *pilules perpétuelles,* le *vomitif perpétuel,* espèces de petites balles que l'on rendait telles qu'on les avait prises; on construisait aussi avec l'antimoine des tasses dans lesquelles on mettait du vin blanc, dont l'acide ne tardait pas à dissoudre le métal oxydé par l'air : ce liquide était alors émétique et purgatif, mais d'une manière variable, suivant la quantité d'acide contenue dans le vin. L'antimoine métallique sert à la préparation du

decoctum antivenereum laxans de la pharmacopée de Paris; mais dans cette décoction, il se trouve oxydé et dissous par la potasse.

Extraction. On fond dans des creusets le sulfure d'antimoine concassé, pour le séparer de sa gangue; on le fait refroidir, et il ne tarde pas à cristalliser; on le grille dans un fourneau à réverbère, en l'agitant de temps en temps; il absorbe l'oxygène de l'air, et se transforme en oxyde d'antimoine sulfuré, terne, d'un gris blanchâtre, et en gaz acide sulfureux; on chauffe dans un creuset 100 parties de cet *oxysulfure* pulvérisé avec 20 parties de charbon imbibé d'une forte dissolution de carbonate de soude; l'oxyde est réduit par le charbon, et le sulfure est transformé en sulfure de sodium et en antimoine: on trouve un culot de ce métal au fond du creuset, et au-dessus de lui des scories qui contiennent encore de l'oxyde et du sulfure d'antimoine dont on peut faire usage pour préparer le kermès et en médecine vétérinaire. Cent parties de sulfure donnent environ 45 parties d'antimoine. L'antimoine obtenu par ce moyen contient du fer, du plomb, du soufre et de l'arsenic; il faut le faire fondre à plusieurs reprises avec du nitre, dont l'oxygène oxyde le fer, le plomb, le soufre et l'arsenic; les oxydes produits se séparent sous forme de scories avec la potasse du nitre. Toutefois je conseillerai, lorsqu'on voudra obtenir ce métal à l'état de pureté, de le préparer avec l'émétique ou avec le beurre d'antimoine, ou bien de suivre le procédé indiqué par Wöhler, qui consiste à chauffer jusqu'au rouge, dans un creuset, un mélange d'une partie d'antimoine métallique impur, d'une partie $^1/_4$ de nitre, et d'une $^1/_2$ partie de carbonate de potasse sec; lorsque la masse a acquis la consistance de bouillie, on la retire et on la jette dans l'eau bouillante, qui dissout l'excès d'alcali et l'arséniate de potasse, et laisse l'antimoniate de potasse insoluble (1); on fait fondre cet antimoniate avec la moitié de son poids de tartre, à une chaleur rouge modérée, ce qui fournit un alliage de potassium et d'antimoine; on met cet alliage dans l'eau, qui le décompose et le transforme en potasse soluble et en *antimoine pur* insoluble; il se dégage du gaz hydrogène. (*Journ. de pharm.*, juillet 1833.)

On obtiendrait aussi de l'antimoine pur en décomposant par le charbon ou par l'hydrogène le protoxyde d'antimoine ou l'antimoniate de protoxyde d'antimoine à une température élevée.

(1) D'après Meyer, on prive l'antimoine de tout l'arsenic qu'il contient en le calcinant avec l'*azotate de soude*, et en traitant le produit par l'eau *froide*, qui dissout l'arséniate de soude, sans toucher à l'antimoniate de soude, qui reste à l'état anhydre, NaO, Sb^2O^5 (*Journ. de pharm.*, décembre 1848).

On pourrait encore, d'après Wittstein, employer la poudre d'Algaroth pour obtenir l'antimoine exempt d'arsenic et de plomb. On dissout 2 parties de sulfure d'antimoine dans 8 parties d'acide chlorhydrique du commerce, de la densité de 1,13, et on ajoute, après la complète expulsion de l'acide sulfhydrique, 1 partie d'acide azotique, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses; après le refroidissement, on étend la liqueur de 4 parties d'eau, on filtre et on précipite avec beaucoup d'eau; la poudre d'Algaroth est lavée, mise en digestion avec un tiers de soude, lavée de nouveau et séchée; elle est ensuite mêlée avec un tiers de son poids de charbon pulvérisé et calcinée dans un creuset de Hesse, après avoir été recouverte d'une couche de 6 centimètres de sel marin. Cinq cents grammes de sulfure d'antimoine ont donné, comme maximum, 350 grammes de métal pur (*Journ. de pharm.*, août 1847).

DES OXYDES D'ANTIMOINE.

Suivant Berzelius, il existe trois oxydes d'antimoine.

Le *sous-oxyde,* $Sb^3 O^2$, est le produit de l'art. On l'obtient en exposant l'antimoine à l'air humide pendant un certain temps, ou en décomposant une dissolution concentrée de tartrate de potasse et de protoxyde d'antimoine par une pile de Grove ou de Bunsen; l'eau se décompose, il se dégage du gaz hydrogène, et il se dépose au pôle positif du sous-oxyde d'antimoine *noir.* L'acide chlorhydrique transforme ce corps en protochlorure et en antimoine métallique. Il est sans usages.

Le *protoxyde,* $Sb^2 O^3$, existe dans la nature; il entre dans la composition de la poudre d'Algaroth, du sulfate d'antimoine, du tartrate antimonié de potasse (tartre émétique), du kermès, du verre, des foies, des safrans et des rubines d'antimoine. Il est blanc, fusible à une chaleur rouge obscur, et prend par le refroidissement l'aspect d'une masse jaunâtre, opaque, nacrée, pesante, fragile et rayonnée; il est volatil, et donne de longues aiguilles satinées; il brûle au contact de l'air; il est très-légèrement soluble dans l'eau, et cette dissolution, selon M. Capitaine, offre, *en apparence,* avec l'acide sulfhydrique et l'ammoniaque, les mêmes réactions que l'acide arsénieux; il est le seul qui se combine bien avec les acides; il est décomposé par le soufre et par le carbone; traité par l'acide azotique à chaud, il se décompose et passe à l'état d'antimoniate d'antimoine. Il est formé de 84,32 d'antimoine, et de 15,68 d'oxygène. On l'obtient hydraté, $Sb^2 O^3, HO$, en traitant le tartrate de

potasse et d'oxyde d'antimoine (émétique) par l'ammoniaque; il suffit de laver et de faire sécher le précipité pour avoir l'oxyde pur. Si on substituait l'oxychlorure d'antimoine à l'émétique, et que l'oxyde précipité ne fût pas *parfaitement* lavé, il retiendrait du chlorure d'antimoine et il serait *vomitif* (Durand, de Caen). Berzelius prescrit, pour le préparer, d'oxyder l'antimoine par l'acide azotique, et de traiter la masse par l'eau, jusqu'à ce que le liquide ne rougisse plus le papier de tournesol. Cet oxyde constitue les *fleurs d'antimoine*, que l'on obtient en introduisant l'antimoine dans un creuset long, recouvert d'un autre creuset à peu près de même capacité, et que l'on assujettit au moyen d'un lut argileux, en laissant pourtant une ouverture qui donne accès à l'air; on place dans un fourneau à réverbère le creuset qui renferme l'antimoine, et on le dispose de manière qu'il fasse un angle de 45 degrés avec le sol, et que l'extrémité par laquelle il communique avec l'autre soit hors du fourneau d'environ 3 centimètres; le fond du creuset supérieur doit être percé d'un petit trou : on fait fondre l'antimoine; l'oxyde se forme, se réduit en vapeur et se condense dans le creuset supérieur, que l'on peut faire communiquer encore avec un autre creuset qui se trouvera plus éloigné du foyer, et qui par conséquent favorisera la condensation. Le protoxyde d'antimoine a été employé en médecine comme émétique; on ne l'emploie guère aujourd'hui que comme contro-stimulant, d'après la méthode de Rasori. Suivant M. de Ruolz, il peut remplacer la céruse dans les usages industriels, et il réunit les avantages du bon marché et de l'innocuité.

Acide antimonique, Sb^2O^5. — Il a une couleur jaune-paille quand il est anhydre; il se réduit, à une chaleur rouge, en oxygène et en antimoniate de protoxyde d'antimoine. A l'état d'*hydrate,* il est blanc, légèrement soluble dans l'eau, et il rougit l'*infusum* de tournesol; il n'a point la propriété de neutraliser les acides, mais il se dissout dans l'acide chlorhydrique; ce composé est précipité par un peu d'eau; il s'unit à presque toutes les bases salifiables, et forme des composés analogues aux sels, qui portent le nom d'*antimoniates.*

Préparation. On obtient l'acide antimonique *hydraté* en dissolvant l'antimoine dans l'eau régale, en évaporant la dissolution jusqu'à siccité, en ajoutant au résidu de l'acide azotique concentré, et en chauffant à une température qui ne doit pas s'élever au rouge, jusqu'à ce que l'excès d'acide azotique soit chassé. Celui que l'on prépare en versant du perchlorure d'antimoine dans l'eau porte le nom d'acide *méta-antimonique* $= Sb^2O^5, 4HO$. Il sature deux équivalents de base et forme des sels com-

posés de $2MO, Sb^2O^5$, tandis que l'acide antimonique n'en sature qu'un $= MO, Sb^2O^5$. Ces deux acides diffèrent encore entre eux par l'eau d'hydratation.

Antimoniate de protoxyde d'antimoine (acide *antimonieux* d'autrefois) $= Sb^2O^3, Sb^2O^5$. — Ce sel, considéré il y a encore peu d'années comme un acide particulier, Sb^2O^4, est composé d'acide antimonique et de protoxyde d'antimoine; en effet, les dissolutions alcalines en séparent du protoxyde d'antimoine et forment des antimoniates solubles. Il est blanc, infusible, fixe, indécomposable par la chaleur. On l'obtient soit en chauffant l'acide antimonique jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'oxygène, soit en faisant réagir à chaud un excès d'acide azotique sur de l'antimoine pulvérisé.

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE D'ANTIMOINE.

Les sels solubles formés par le protoxyde d'antimoine sont précipités en blanc par l'eau, à moins qu'ils ne soient à double base, ou que l'acide ne soit organique : le précipité est un sous-sel. Les sulfures solubles et l'acide sulfhydrique y font naître un précipité jaune orangé, plus ou moins foncé, suivant la quantité de réactif employée : ce précipité est du protosulfure d'antimoine hydraté, et non pas du kermès; il est légèrement soluble dans l'ammoniaque, *sans que la liqueur perde sa couleur jaune orangée;* si l'acide sulfhydrique n'était pas employé en excès, le sulfure précipité retiendrait une portion de sel d'antimoine; du moins c'est ce qui arriverait avec le chlorure d'antimoine. L'infusion de noix de galle les trouble sur-le-champ et y occasionne un dépôt d'un blanc grisâtre, composé de protoxyde d'antimoine et de matière végétale. La potasse et la soude en séparent l'oxyde blanc, et le redissolvent lorsqu'elles sont employées en excès. Le fer et le zinc, doués d'une plus grande affinité pour l'oxygène et pour l'acide que l'antimoine, en précipitent le métal sous forme d'une poudre noire.

Tous les sels et tous les composés d'antimoine contenant de l'oxygène, introduits dans l'appareil dit de Marsh, donnent du gaz hydrogène antimonié, dont on obtient facilement des taches antimoniales, ou un anneau d'antimoine métallique, dès qu'on le décompose par le feu.

Sulfate, $Sb^2O^3, 4SO^3, HO$. — Il est en cristaux aiguillés. On l'obtient en traitant à chaud l'oxychlorure par l'acide sulfurique concentré; il ne peut être obtenu sec qu'en le laissant longtemps dans le vide ou dans l'air parfaitement desséché, sur des plaques poreuses de terre de pipe (Péligot). Il existe encore, d'après ce chimiste, trois autres sulfates

d'antimoine. Le sulfate *basique*, $2Sb^2O^3$, SO^3, sert à préparer l'émétique; il suffit pour cela de le faire bouillir avec de l'eau et du bitartrate de potasse; on l'obtient en dissolvant à chaud l'antimoine dans l'acide sulfurique concentré, et en décomposant par l'eau le sulfate acide obtenu.

Azotate basique, $2Sb^2O^3$, AzO^5.— Il est en cristaux nacrés. On le prépare en dissolvant à froid le protoxyde dans l'acide azotique fumant, et en ajoutant de l'eau (Péligot).

Chlorhydrate de chlorure d'antimoine.— Il est liquide, et beaucoup plus difficile à décomposer par l'eau que le protochlorure. On l'obtient en dissolvant le protochlorure dans l'acide chlorhydrique. Il est encore plus caustique que le beurre d'antimoine.

DES ANTIMONIATES ET DES MÉTA-ANTIMONIATES.

Les antimoniates de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont gélatineux et incristallisables. Ils ne précipitent pas les sels de soude; leur formule est $= MO$, Sb^2O^5. Les méta-antimoniates de ces mêmes bases sont cristallins; ceux qui sont solubles font naître dans les sels de soude un précipité blanc de méta-antimoniate de soude à peine soluble. Les méta-antimoniates ont pour formule $2MO$, Sb^2O^5; j'ai dit en effet, à la p. 546, que l'acide antimonique est monobasique, tandis que l'acide méta-antimonique est bibasique. Les acides versés dans un antimoniate ou dans un méta-antimoniate soluble y font naître un précipité blanc que l'acide sulfhydrique transforme en sulfure d'antimoine orangé rougeâtre.

Antimoniate de potasse neutre $= KO$, Sb^2O^5, $5HO$. — Il est blanc, à réaction alcaline, d'une saveur métallique désagréable. Chauffé à 160°, il perd deux équivalents d'eau et devient insoluble dans l'eau froide; à une température plus élevée, il passe à l'état anhydre. Il fournit un précipité blanc gélatineux avec les sels ammoniacaux. On le prépare en chauffant dans un creuset 1 partie d'antimoine avec 4 parties d'azotate de potasse; la masse blanche obtenue, composée d'antimoniate de potasse anhydre et de quelques traces d'azotate et d'azotite de potasse, est traitée par de l'eau tiède, qui dissout ces deux derniers sels; on filtre, et l'on fait bouillir pendant une heure ou deux, avec de l'eau, l'antimoniate anhydre resté sur le filtre pour lui donner les cinq équivalents d'eau qui lui manquaient, et pour le rendre soluble.

Biantimoniate de potasse $= KO$, $2Sb^2O^5$. — Il est blanc, cristallin, et insoluble dans l'eau; à chaud, la potasse le transforme en antimoniate neutre. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide carbonique à travers une dissolution d'antimoniate neutre.

Méta-antimoniate neutre de potasse = $2KO, Sb^2O^5$.— Il est blanc, cristallin, déliquescent, très-soluble dans l'eau, et à réaction très-alcaline; sa dissolution aqueuse doit être considérée comme un mélange de potasse et de méta-antimoniate de potasse, parce qu'il a été décomposé par l'eau. On l'obtient en fondant dans un creuset d'argent de l'antimoniate de potasse avec un grand excès de potasse.

Biméta-antimoniate de potasse (*antimoniate grenu*), $KO, Sb^2O^5, 7HO$. — Il est blanc, d'un aspect cristallin, peu soluble dans l'eau froide, beaucoup plus soluble dans l'eau à 45° ou 50°, se transformant en antimoniate neutre lorsqu'on le fait bouillir pendant quelques instants dans l'eau, ou qu'on le laisse longtemps dans ce liquide froid. Chauffé, il perd d'abord deux équivalents d'eau, puis se change en antimoniate anhydre. S'il est *récemment* préparé et dissous dans l'eau froide, il précipite *les sels de soude* en formant un précipité cristallin de biméta-antimoniate de soude; s'il était fait depuis quelque temps, il ne précipiterait plus les sels de soude, parce qu'il se serait transformé en antimoniate. Il peut accuser dans une liqueur moins de $1/300$ de soude. Pour le préparer, on chauffe dans une capsule de porcelaine de l'antimoniate de potasse anhydre et pur dissous dans l'eau; on l'évapore jusqu'en consistance gommeuse, on y ajoute de la potasse caustique pour le transformer en méta-antimoniate de potasse, et l'on continue à évaporer. Quand la liqueur commence à cristalliser, on laisse refroidir la capsule, et il se forme un dépôt cristallin très-abondant, qui est un mélange de méta-antimoniate et de biméta-antimoniate de potasse; on décante la liqueur alcaline, et l'on dessèche le sel sur la porcelaine dégourdie. On verse sur 5 à 6 grammes de ce produit 10 à 15 grammes d'eau froide pour dissoudre l'excès de potasse, et pour décomposer le méta-antimoniate neutre en un sel acide peu soluble dans l'eau froide; on décante la liqueur, et on lave rapidement et à plusieurs reprises le biméta-antimoniate restant (Fremy).

DU PROTOSULFURE D'ANTIMOINE. $Sb^2 S^3$.

Ce sulfure est très-abondant dans la nature; on le trouve dans les départements du Gard, du Puy-de-Dôme, dans le Vivarais, en Toscane, en Saxe, en Hongrie, en Bohême, en Suède, en Angleterre, en Espagne, etc. Il est cristallisé en prismes tétraèdres ou en aiguilles d'un gris bleuâtre, brillantes, inodores et insipides. Il est loin d'être pur, car il contient du sulfure de fer, du sulfure de plomb, du soufre, et du

sulfure d'arsenic : celui-ci, comme je l'ai déjà dit, l'accompagne dans presque toutes les préparations médicales dont il fait la base.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il entre promptement en fusion; plus tard il bout, distille et ne se décompose pas; mais s'il est en contact avec l'air ou avec le gaz oxygène, il se transforme en gaz acide sulfureux et en protoxyde d'antimoine sulfuré fusible. Ce produit, ainsi grillé, fondu pendant un certain temps dans un creuset d'argile, constitue le *crocus metallorum, safran des métaux, safran d'antimoine;* il est brun-marron; il a la cassure vitreuse, et contient de l'acide silicique qu'il a enlevé au creuset; il renferme 8 parties d'oxyde pour 2 de sulfure. Si on continue à le faire fondre et qu'on le coule, il donne par le refroidissement un *verre* transparent, couleur d'hyacinthe, composé de 8 p. de protoxyde et de 1 de sulfure d'antimoine, d'oxydes de fer, de plomb et d'arsenic, d'alumine et d'acide silicique (1), d'où l'on doit conclure que la matière du creuset a été attaquée. Ce verre est opaque s'il contient beaucoup de sulfure; suivant Vauquelin, il serait jaune-citron s'il ne renfermait pas de fer. On peut y démontrer l'existence de toutes ces substances au moyen de l'acide chlorhydrique. Le verre d'antimoine est employé pour faire le tartre stibié, le vin antimonié; il est fortement émétique; on l'administre rarement seul. On lit dans Hoffmann des observations d'empoisonnements produits par 35 à 40 centigrammes de cette substance, et terminés par la mort.

On peut combiner, par la fusion et en plusieurs proportions, le protoxyde d'antimoine avec le sulfure; la *rubine* des anciens est formée de 8 parties du premier et de 1 partie du second; le *crocus* dont j'ai déjà parlé peut être préparé avec 3 parties de protoxyde et 1 partie de sulfure; enfin le *foie d'antimoine* résulte de l'action de 1 partie du dernier sur 2 parties de protoxyde; il contient environ 8 parties d'oxyde et 4 de sulfure.

Le charbon le décompose au rouge blanc en sulfure de carbone qui se volatilise, et en antimoine qui retient cependant encore du soufre.

En sublimant à une douce chaleur parties égales d'*iode* et de sulfure d'antimoine, on obtient un *sulfoiodure d'antimoine* sous forme de lames

---

(1) C'est à l'acide silicique que le verre d'antimoine doit sa transparence : en effet, que l'on fasse chauffer dans un creuset de platine du sulfure d'antimoine grillé seul, on n'obtiendra qu'une masse opaque; que l'on mette, au contraire, un mélange du même sulfure et de sable (acide silicique) dans le même creuset, on ne tarde pas à former du verre transparent.

brillantes, translucides, d'un rouge-coquelicot très-intense, étudié pour la première fois par MM. Henry fils et Garot (voy. *Journ. de pharmacie,* t. X).

L'acide *sulfurique* concentré transforme le sulfure d'antimoine, à l'aide de la chaleur, en sulfate de protoxyde d'antimoine blanc ; une partie de l'acide est décomposée, cède de l'oxygène au soufre et à l'antimoine, et se trouve réduite à du gaz acide sulfureux qui se dégage. Il en est de même de l'acide *azotique* concentré, excepté qu'il y a dégagement de bioxyde d'azote. Le sulfure d'antimoine chauffé avec de l'acide *chlorhydrique* liquide, dans une petite fiole à laquelle on adapte un tube recourbé propre à recueillir les gaz, décompose l'acide ; le soufre et l'hydrogène forment du gaz acide *sulfhydrique* qui se dégage, et l'antimoine s'unit au chlore : c'est même par ce moyen que l'on peut se procurer abondamment le gaz acide sulfhydrique ; il est soluble dans l'ammoniaque (Garot, *Journ. de pharm.*, année 1843).

Lorsqu'on projette dans un creuset chauffé jusqu'au rouge parties égales d'*azotate de potasse* et de sulfure d'antimoine pulvérisé, on obtient un produit brun-marron, connu sous le nom de *foie d'antimoine,* qui est composé de sulfate et d'antimoniate de potasse, et de sulfure de potassium ; d'où il suit que l'oxygène de l'acide azotique se porte à la fois sur le soufre et sur l'antimoine. Le foie d'antimoine était très-employé autrefois comme vomitif, purgatif et fondant ; on s'en servait et on s'en sert encore quelquefois dans la préparation du vin émétique trouble et non trouble. On obtient le *fondant de Rotrou* en employant, au lieu de parties égales, 5 parties d'*azotate de potasse* et 1 partie de sulfure d'antimoine, et en mettant le feu au mélange au moyen d'un charbon rouge ; le produit qui en résulte est du sulfate et de l'antimoniate de potasse.

Le sulfure d'antimoine est décomposé, à l'aide de la chaleur, par le fer, l'étain, le plomb, le cuivre et l'argent, qui s'emparent du soufre qui entre dans sa composition.

Il est employé pour extraire le métal et pour préparer le kermès, le soufre doré, le verre d'antimoine, la rubine, le foie d'antimoine, le fondant de Rotrou, etc. ; on s'en sert très-rarement en médecine, dans quelques cas d'engorgement scrofuleux et de maladies cutanées.

Préparation. On l'obtient pur en faisant fondre 2 parties d'antimoine et 8 parties de soufre, et en donnant vers la fin un coup de feu un peu vif pour fondre le sulfure et chasser le soufre en excès ; il est alors analogue à celui que l'on trouve dans la nature. On prépare le sulfure hydraté *jaune orangé,* en faisant passer un courant de gaz acide sulfhy-

drique dans une dissolution d'un sel à base de protoxyde d'antimoine (voy. p. 547 pour les caractères de ce sulfure).

Kermès (*oxysulfure d'antimoine hydraté*) : mélange de Sb^2S^3, de Sb^2O^3, et d'eau. — Les chimistes ont cru pendant longtemps que le kermès était composé d'acide sulfhydrique et d'une quantité d'oxyde d'antimoine contenant plus d'oxygène qu'il n'en faut pour transformer en eau l'hydrogène de l'acide. Berzelius pensait qu'il était formé de soufre et d'antimoine retenant toujours une petite quantité d'eau ; c'eût été un véritable sulfure hydraté qui n'aurait contenu de l'oxyde d'antimoine qu'autant qu'il n'aurait pas été complétement débarrassé, par les lavages, d'une certaine proportion de protoxyde d'antimoine uni à la potasse qui se serait produit, suivant cet auteur, pendant la préparation du médicament. Il est des chimistes qui l'ont regardé comme un composé de sulfure d'antimoine, d'eau, et d'un oxyde plus oxydé que celui qui fait la base de la poudre d'Algaroth. M. Henry fils établit, dans un mémoire qu'il inséra dans le numéro de novembre 1828 du *Journal de pharmacie :* 1° que le kermès obtenu par les carbonates neutres et la voie humide est un *oxysulfure hydraté* (composé de 63 parties de protosulfure d'antimoine, de 27 de protoxyde d'antimoine et 10 d'eau); 2° que plusieurs kermès récents ou anciens, préparés par d'autres procédés, ont présenté des résultats différents, ce qui prouve que ce produit n'est pas toujours le même. Gay-Lussac et Liebig ont regardé le kermès comme un oxysulfure d'antimoine hydraté. D'après Rose, c'est un simple *mélange* de protosulfure et de protoxyde d'antimoine et d'eau ; en examinant ce corps au microscope, ce chimiste a vu en effet qu'il contient deux matières différentes, le protoxyde d'antimoine *blanc*, *cristallin,* et du sulfure d'antimoine brun et beaucoup plus abondant que le protoxyde ; il a en outre démontré que l'on peut obtenir un kermès exempt de protoxyde, en opérant par la voie humide, et en employant un grand excès de carbonate alcalin qui retient le protoxyde en dissolution ; alors le kermès est formé de sulfure d'antimoine, Sb^2S^3, d'un sulfosel, NaS, Sb^2S^3, et d'eau. Quoi qu'il en soit, il est bien rare que le kermès médicinal ne renferme en outre une petite proportion de sulfure de potassium ou de sodium, suivant qu'il aura été préparé avec de la potasse ou de la soude, pures ou carbonatées.

Le kermès est solide, d'un rouge brun d'autant plus foncé, toutes choses égales d'ailleurs, qu'il a été mieux préservé du contact de la lumière ; il est léger, velouté, et il paraît formé de très-petits cristaux. M. Becquerel l'a obtenu cristallisé en octaèdres à l'aide d'un appareil électro-chimique (voy. *Annales de chimie,* novembre 1829) ; il offre

une saveur métallique lorsqu'on le laisse longtemps dans la bouche.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose et fournit de l'eau, du gaz acide sulfureux, et de l'oxyde d'antimoine sulfuré : en effet, une partie du soufre du sulfure d'antimoine se combine avec une portion de l'oxygène du protoxyde d'antimoine, pour former de l'acide sulfureux.

Mêlé avec son volume de charbon et *chauffé jusqu'au rouge* dans un creuset, le kermès se décompose également, et donne de l'*antimoine métallique*, de l'eau, du gaz acide carbonique et du gaz acide sulfureux.

Exposé à l'air, il se décolore et se décompose. Il est insoluble dans l'eau, mais il peut se dissoudre dans quelques polysulfures; ceux de potassium et de sodium le dissolvent bien à chaud et très-peu à froid; ceux de baryum, de strontium et de calcium, le dissolvent à toutes les températures.

Si l'on met dans un petit flacon à l'émeri une certaine quantité de kermès, et qu'on remplisse le flacon d'acide chlorhydrique étendu du tiers de son volume d'eau, on remarque que ces deux corps réagissent l'un sur l'autre, qu'une portion de kermès se dissout, que le mélange acquiert une couleur jaunâtre, et qu'il se dégage un peu de gaz acide sulfhydrique. Si on bouche le flacon et qu'on le comprime, afin d'empêcher ce dégagement, on obtient un liquide d'un blanc jaunâtre, formé de chlorure d'antimoine, et d'une petite quantité d'acide sulfhydrique; il est évident que l'acide chlorhydrique décompose le kermès, s'empare en partie du protoxyde d'antimoine, avec lequel il forme un chlorure, tandis qu'une autre portion cède son hydrogène au soufre du protosulfure, et produit de l'acide sulfhydrique qui reste en dissolution : cet acide ne précipite pas l'oxyde d'antimoine, parce qu'il y est en petite quantité, et surtout parce que le chlorure est en grand excès. Si l'on décante cette dissolution de chlorure d'antimoine et d'acide sulfhydrique, et que l'on y verse quelques gouttes d'eau, on obtient un précipité *jaune orangé,* formé de protosulfure d'antimoine hydraté : dans ce cas, l'eau décompose le chlorure, et l'acide sulfhydrique précipite l'oxychlorure d'antimoine comme à l'ordinaire. Ce fait est remarquable en ce qu'il fournit l'exemple d'une dissolution de chlorure d'antimoine que l'eau précipite en jaune orangé, au lieu de la précipiter en blanc. Si l'on filtre cette dissolution de chlorure d'antimoine et d'acide sulfhydrique, et qu'on la fasse bouillir pendant quelques instants, l'acide sulfhydrique se dégage, et alors le chlorure d'antimoine qui reste précipite en *blanc* par l'eau, ce qui est parfaitement d'accord avec tout ce que je viens d'exposer.

Si l'on fait bouillir le *kermès* avec une assez grande quantité de dissolution de potasse ou de soude, il se décompose sur-le-champ, perd sa couleur, et se transforme en protoxyde d'antimoine, d'un blanc jaunâtre insoluble, et en polysulfure de potassium tenant un peu de protoxyde d'antimoine en dissolution ; aussi, si, après avoir filtré cette dissolution, on y verse quelques gouttes d'acide azotique, celui-ci s'unit avec la potasse, et l'on voit paraître un précipité jaune, plus ou moins rougeâtre, formé de protosulfure d'antimoine hydraté. Le kermès est soluble presque en totalité dans 600 p. d'ammoniaque (Garot).

Préparation. Avant de décrire cette préparation, je dirai, avec M. Derouen, que lorsqu'on fait bouillir 20 grammes de sulfure d'antimoine avec un litre d'une dissolution de monosulfure de sodium faite avec 40 grammes de soude caustique, on obtient une liqueur qui *ne laisse déposer* aucun précipité par le refroidissement; si l'on fait traverser le liquide par du gaz acide carbonique, et surtout par du gaz acide sulfhydrique, il se précipite aussitôt du kermès pur, qui n'est pas d'une belle couleur, mais qui est exempt d'oxyde d'antimoine; ce kermès est un sulfosel, NaS, Sb^2S^3, dans lequel le sulfure d'antimoine joue le rôle d'acide, et le sulfure de sodium le rôle de base, et qui est transformé par l'acide carbonique de l'air en carbonate de soude soluble et en *sulfure d'antimoine hydraté* insoluble (kermès). Cela étant, quel que soit le procédé suivi pour préparer le kermès, il faut qu'il se forme d'abord un sulfo-antimoniate de sulfure alcalin soluble, qui sera ensuite décomposé, par l'acide carbonique de l'air ou par tout autre acide faible, en kermès et en carbonate alcalin, ou en tout autre sel contenant l'acide qui a déplacé le sulfure d'antimoine du sulfo-antimoniate. (*Journ. de pharm.*, janvier 1849.)

Voici maintenant divers procédés employés pour préparer le kermès : 1° On fait bouillir, pendant une demi-heure, dans une chaudière de fer, 1 partie de sulfure d'antimoine réduit en poudre fine, 22 parties ½ de carbonate de soude cristallisé, et 250 parties d'eau; on filtre la liqueur bouillante, on la reçoit dans un entonnoir et dans des vases chauds; l'on couvre ceux-ci, et on les laisse refroidir; le kermès est entièrement déposé au bout de vingt-quatre heures; on le met sur un filtre, on le lave avec de l'eau bouillie et refroidie sans le contact de l'air, on le dessèche à la température de 25°, et on le conserve à l'abri du contact de l'air et de la lumière (Cluzel). On obtient par ce procédé beaucoup moins de kermès que par le suivant, mais il est infiniment plus beau. 2° On fait bouillir, pendant un quart d'heure environ, 1 partie de sulfure d'antimoine pulvérisé, ½ partie de potasse caustique ou 2 parties de

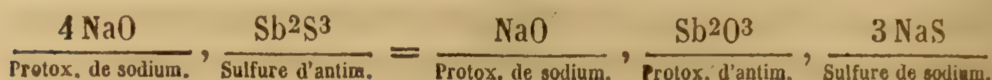
carbonate de potasse, et 20 à 24 parties d'eau; on filtre la liqueur bouillante, et on finit l'opération comme dans le cas précédent. 3° On fait fondre à une chaleur rouge 5 parties de sulfure d'antimoine pulvérisé avec 3 parties de carbonate de soude anhydre; on verse la masse fondue sur une brique, et lorsqu'elle est refroidie, on la réduit en poudre; on fait bouillir pendant une heure 1 partie de cette poudre fine avec 2 parties de carbonate de soude cristallisé dans 16 parties d'eau; on filtre et on laisse refroidir la liqueur : le kermès se dépose sous forme d'une poudre pesante; on décante les eaux mères, et on les fait de nouveau bouillir avec le résidu; on peut répéter plusieurs fois ces opérations, jusqu'à ce qu'enfin il ne reste plus de crocus jaune ou brun, et on obtient à chaque refroidissement une quantité correspondante de kermès; il faut éviter de laver le kermès avec de l'eau chaude, parce qu'elle le décompose en lui enlevant surtout de l'oxyde; on parviendrait même, d'après MM. Geiger et Hesse, à décomposer complétement le kermès en acide sulfhydrique qui se dégagerait, et en protoxyde d'antimoine qui resterait en dissolution, si l'on soumettait du kermès récemment préparé à une ébullition très-soutenue avec beaucoup d'eau et à l'abri du contact de l'air : par ce procédé, qui appartient à M. Liebig, on obtient de très-beau kermès et en beaucoup plus grande quantité que par la méthode de Cluzel. (*Journ. de pharm.*, mars 1834.)

Fabroni a proposé de préparer le kermès par un procédé qu'il préfère à ceux qui sont déjà connus. Il chauffe jusqu'au rouge, dans un creuset, 3 ou 4 parties de tartre préalablement mêlé avec 1 partie de sulfure d'antimoine; l'opération est terminée lorsqu'il ne se dégage plus de fumée. On dissout la masse dans l'eau bouillante, on filtre, et on sépare le précipité rouge qui se forme dans la dissolution refroidie. (*Ann. de phys. et de chim.*, janvier 1824.) (1)

Théorie de la formation du kermès, lorsqu'on n'a pas employé un grand excès d'alcali. — Une partie du sulfure d'antimoine est décomposée par l'alcali (potasse ou soude); il se produit, avec l'oxygène de ces alcalis, du protoxyde d'antimoine, et avec le soufre et le potassium ou le sodium, des polysulfures qui, à la température de l'*eau bouillante,* dissolvent, 1° *une partie de sulfure d'antimoine non décomposé*, et il se forme du

(1) M. Strohl a obtenu une poudre rouge cramoisi, excessivement ténue, d'un aspect velouté, ayant beaucoup de ressemblance avec le kermès, en faisant agir un léger excès d'*hyposulfite* de soude sur du chlorure antimonique et de l'eau; suivant lui, ce corps serait un oxysulfure, Sb^2S^3, Sb^2O^3 (*Journal de pharmacie*, juillet 1849).

sulfo-antimoniate de sulfure alcalin, KS ou NaS, Sb^2S^3; 2° une portion de protoxyde d'antimoine combiné avec *une* partie de potasse ou de soude.



$$\underbrace{4\,NaO}_{\text{Protox. de sodium.}},\ \underbrace{Sb^2S^3}_{\text{Sulfure d'antim.}} = \underbrace{NaO}_{\text{Protox. de sodium.}},\ \underbrace{Sb^2O^3}_{\text{Protox. d'antim.}},\ \underbrace{3\,NaS}_{\text{Sulfure de sodium.}}$$

Une autre portion de ce composé de protoxyde d'antimoine et de potasse ou de soude reste à l'état *insoluble* sur le filtre avec le sulfure d'antimoine qui n'a pas été attaqué, et avec un autre corps insoluble désigné sous le nom de *crocus* (protoxyde d'antimoine et sulfure d'antimoine). Par le refroidissement de la liqueur filtrée, il se dépose un composé de beaucoup de sulfure d'antimoine, de protoxyde d'antimoine, d'eau, et d'*une certaine quantité de sulfure de potassium ou de sodium;* ce composé est le *kermès*. Lorsque celui-ci est lavé avec de l'eau froide, on lui enlève de plus en plus du sulfure alcalin qui se dissout dans l'eau; mais il ne semble pas qu'on puisse le séparer en entier. M. Derouen conseille, pour enlever la presque totalité de ce sulfure alcalin, de verser sur le kermès bien lavé et mis dans l'allonge d'un appareil à déplacement parties égales d'alcool et d'eau bouillante, et de faire passer dans ce mélange, pendant un quart d'heure environ, un courant d'acide sulfhydrique; à mesure que la liqueur filtre et tombe dans la carafe, on la remplace dans l'allonge par de l'alcool bouillant, en ayant soin de ne pas laisser l'air s'introduire; on répète cette manœuvre pendant plusieurs heures; le kermès se dépose au fond de l'allonge. M. Derouen est parvenu par ce moyen à préparer du kermès qui ne contenait pas plus d'un centième de son poids de monosulfure de sodium. La liqueur qui surnage le kermès précipité, avant qu'il soit mis dans l'appareil de déplacement, contient encore du polysulfure de potassium, du protoxyde d'antimoine combiné à la potasse ou à la soude, un composé d'un de ces alcalis et d'un oxyde d'antimoine plus oxydé, qui s'est produit par l'action de l'oxygène de l'air sur le protoxyde, et du sulfure d'antimoine; il suit de là que, pendant la précipitation du kermès, tout le sulfure d'antimoine et tout le protoxyde de ce métal ne se sont point déposés; cette liqueur est destinée à fournir le *soufre doré,* c'est-à-dire un composé de kermès et d'un autre sulfure plus sulfuré. Je dirai bientôt que pour l'obtenir il suffit de verser quelques gouttes d'un acide dans l'eau mère ou dans la liqueur filtrée après que le kermès s'est déposé; l'acide décomposera le polysulfure de potassium ainsi que les composés d'oxyde d'antimoine et de potasse ou de soude, s'emparera de l'alcali, dégagera de l'acide sulfhydrique, et précipitera le protoxyde d'antimoine; cet oxyde, réuni à

de l'eau, au sulfure d'antimoine qui existait dans la liqueur, et à un sulfure plus sulfuré qui se forme aux dépens du soufre et de l'oxyde d'antimoine plus oxydé, constituera le *soufre doré*.

Il sera maintenant aisé de prévoir ce qui se passe lorsqu'on fait bouillir le sulfure d'antimoine avec de l'eau, de la chaux, de la baryte ou de la strontiane : ces alcalis agissent comme la potasse et la soude, avec cette différence qu'avec ces deux derniers on obtient du kermès par le simple refroidissement de la liqueur bouillante, tandis qu'avec la chaux, la baryte et la strontiane, il ne s'en dépose point à mesure qu'elles se refroidissent, et qu'il faut, pour obtenir du kermès, traiter la liqueur par un acide.

Soufre doré. — Mélange qui a pour formule $Sb^2S^3, Sb^2S^5, Sb^2O^3$. Il est solide, jaune orangé, insoluble dans l'eau, et donne, lorsqu'on le calcine avec du charbon, un culot d'*antimoine* métallique.

Préparation. Si, après avoir obtenu le kermès, on verse dans l'eau mère filtrée, ou dans la liqueur qui surnage, quelques gouttes d'acide azotique, sulfurique ou chlorhydrique, l'on voit paraître un précipité jaune orangé, le *soufre doré,* qu'il s'agit simplement de laver et de dessécher (voy. la théorie du kermès, pour savoir ce qui se passe, p. 556).

Dans ces derniers temps, M. Bussy a signalé une fraude qui consiste à mêler avec le kermès, une énorme proportion de *sesquioxyde de fer*. On reconnaîtra cette altération en traitant le prétendu kermès par de l'acide chlorhydrique pur et concentré ; s'il y a du sesquioxyde de fer, il se dégagera peu de gaz acide sulfhydrique; il se déposera beaucoup de soufre, et la dissolution, d'un jaune plus ou moins foncé, contiendra du fer, dont on déterminera la présence à l'aide du cyanure de potassium et de fer, après l'avoir étendue de 4 à 5 fois son volume d'eau (voy. p. 496) ; toutefois, comme elle renferme aussi du chlorure d'antimoine, et que celui-ci serait précipité en blanc par l'eau (voy. p. 547), il faudrait, avant d'ajouter l'eau, verser dans la liqueur un peu de dissolution concentrée d'acide *tartrique,* qui s'opposerait à la précipitation de l'oxychlorure d'antimoine. (*Journ. de pharm.,* octobre 1849.)

Usages. En médecine, on se sert du kermès et du soufre doré pour remplir à peu près les mêmes indications; mais on préfère presque toujours le kermès. On l'emploie, 1° comme tonique du système pulmonaire dans la dernière période des inflammations aiguës des poumons, dans toutes les périodes des fluxions de poitrine appelées *catarrhales,* sans crachement de sang et sans une grande irritation de poitrine, dans la coqueluche lorsque l'irritation a cessé, dans l'engorgement des glandes du

poumon, dans les catarrhes chroniques, dans l'asthme humide, etc.; on l'administre à la dose de 5, 10 ou 15 centigrammes, dans du beurre de cacao, dans l'huile, dans un jaune d'œuf ou dans des extraits; 2° comme contro-stimulant, quoiqu'il soit bien moins énergique que le tartre stibié; 3° comme émétique : on fait prendre 30 à 50 centigrammes de kermès dans 100 ou 120 grammes de sirop d'ipécacuanha, que l'on donne par cuillerées à bouche, de quart d'heure en quart d'heure, jusqu'à ce que le vomissement ait lieu; 4° comme sudorifique et stimulant de la peau, dans les phlegmasies cutanées chroniques, telles que la gale, les dartres, etc., dans les rhumatismes lents, les sciatiques et gouttes anciennes : dans ce cas, on l'associe au camphre et à l'antimoine diaphorétique non lavé. Le *soufre doré* a été principalement préconisé contre la goutte : l'une et l'autre de ces préparations paraissent être d'une très-grande utilité dans le traitement de la plique polonaise. Administrées à haute dose, elles peuvent donner lieu à tous les symptômes de l'empoisonnement.

Empoisonnement par les préparations antimoniales. J'ai prouvé, en 1840, que les composés antimoniaux, après avoir été absorbés, peuvent être décelés dans la *rate*, les *reins*, les *poumons*, le *cœur*, et *notamment dans le foie*, et qu'ils sont éliminés au bout d'un certain temps, surtout par l'urine; MM. Millon et Laveran, après avoir vérifié ce fait, ont en outre découvert l'antimoine dans le *cerveau*, dans la *graisse* et dans les *os*. MM. Flandin et Danger, ne tenant aucun compte de mes expériences, avaient affirmé en 1842 qu'on ne trouvait pas ce métal dans les *poumons*, ni dans les systèmes *nerveux musculaire* et *osseux*; le procédé qu'ils employaient était donc vicieux en tous points, puisqu'il ne permettait pas de découvrir l'antimoine là où il était. Quel ne sera pas l'étonnement du lecteur, en voyant M. Pelouze donner la préférence à ce procédé sur tous les autres! (*Cours de chimie générale*, t. II, p. 529.) Le meilleur moyen de découvrir dans nos organes les traces de ce métal est celui qui a été indiqué par M. Millon, et qui consiste à dissoudre la matière organique suspecte dans l'acide chlorhydrique, à la détruire par le chlorate de potasse, et à précipiter l'antimoine par l'étain. J'avais conseillé de décomposer la matière animale par l'acide azotique, et mieux encore par l'azotate de potasse, ce qui donne de très-bons résultats (voyez mon *Traité de médecine légale*, t. III, 4e édit.). Maintenant est-il nécessaire, lorsqu'on a séparé l'antimoine sous forme de taches antimoniales (voyez p. 547), de recourir à la production d'un anneau, comme le conseille M. Pelouze (*ibid.*)? Nullement; ces taches sont tellement faciles à caractériser, qu'elles ne sauraient être confondues avec aucun autre corps : il

en est de ces taches comme de celles que l'on obtient avec l'*arsenic;* et puisque, dans le rapport sur l'affaire Lacoste, M. Pelouze a dit, après avoir examiné ces taches à l'aide de divers réactifs, *qu'il était impossible de ne pas reconnaître l'arsenic* aux caractères qu'elles avaient présentés, on ne voit pas pourquoi il sent le besoin d'extraire l'antimoine ou l'arsenic sous forme d'anneau.

DU TANTALE (COLOMBIUM). Ta. Équivalent = 1531,15.

Le tantale, découvert en 1801 par Hatchett, est excessivement rare : on le trouve, dans la *tantalite* et l'*yttrotantalite,* à l'état d'oxyde ou d'acide, combiné tantôt avec les oxydes de fer et de manganèse, tantôt avec l'yttria.

Il est sous forme de poudre noire qui, sous le brunissoir, prend de l'éclat métallique et une teinte gris de fer; il est infusible au feu de forge et brûle au contact de l'air, en passant à l'état d'acide tantalique. Il se combine avec l'oxygène en deux proportions, et par des moyens indirects avec le soufre et le chlore pour former Ta^2S^3 et Ta^2Cl^3.

Extraction. On décompose le chlorure de tantale sec par le potassium au rouge naissant; on traite la masse par l'eau qui dissout le chlorure de potassium formé, et le tantale se précipite.

DES OXYDES DE TANTALE.

Protoxyde, TaO. — Il est gris foncé et insoluble dans les acides. On l'obtient en décomposant l'acide tantalique dans un creuset brasqué.

Acide tantalique, Ta^2O^3. — Il est blanc, infusible, indécomposable par la chaleur, rougissant le tournesol quand il est hydraté, soluble dans les acides fluorhydrique et chlorhydrique; la potasse caustique et le bioxalate de potasse dissolvent l'acide hydraté, $Ta^2O^3,3HO$. On l'obtient en traitant le tantale par l'azotate de potasse dans un creuset, et en décomposant le tantalate qui en résulte par l'acide chlorhydrique.

DES SELS DE PROTOXYDE DE TANTALE.

Ces sels sont à peine connus. Ils ne sont qu'incomplétement précipités par l'acide chlorhydrique. L'eau bouillante les décompose en sels acides incolores qui se précipitent et en sels basiques solubles. Le zinc en sépare, au bout d'un certain temps, de l'acide tantalique, pourvu qu'ils soient unis à de l'acide chlorhydrique.

DU NIOBIUM ET DU PÉLOPIUM.

Le *niobium,* découvert par H. Rose en 1846, dans des *tantalites* provenant de l'Amérique septentrionale, est obtenu en chauffant dans un courant de gaz ammoniac du chlorure de niobium saturé de gaz ammoniac. Il est soluble dans un mélange d'acides azotique et fluorhydrique, et insoluble dans l'eau régale. Il forme avec l'oxygène de l'acide *niobique* blanc, jaunissant lorsqu'on le chauffe, et redevenant blanc par le refroidissement, décomposable par le *chlore* et le charbon, qui le convertissent, à une température rouge, en chlorure que l'eau transforme en acides *niobique* et chlorhydrique. L'acide niobique donne une liqueur bleue, lorsqu'on fait agir le zinc sur sa dissolution dans l'acide chlorhydrique. Le niobate de potasse, traité par un acide, puis par la teinture de noix de galle, donne un précipité brun foncé.

Le *pélopium,* obtenu pour la première fois en 1846 par H. Rose, forme avec l'oxygène de l'acide *pélopique,* lequel, traité par le *chlore* et le charbon, donne un chlorure jaune, fusible à 212°, décomposable par l'eau comme celui de niobium, et volatil. Le pélopate de potasse, traité par un acide, puis par la teinture de noix de galle, donne un précipité *orange.*

DE L'ILMÉNIUM. Il. Équivalent = 750.

L'ilménium, découvert en 1847 par Hermann, dans l'yttrotantalite de Sibérie, présente la plus grande analogie avec le tantale, le niobium et le pélopium; son existence est douteuse pour quelques chimistes. D'après Hermann, il forme avec l'oxygène de l'acide *ilménique* d'un jaune foncé quand il a été calciné, insoluble dans l'acide chlorhydrique, alors même qu'il est hydraté, formant avec l'acide sulfurique un composé qu'une grande quantité d'eau décompose en laissant précipiter de l'acide *ilménique* hydraté. L'*ilménate de soude,* mêlé à de l'acide chlorhydrique, donne, avec la noix de galle ou avec le cyanure jaune de potassium et de fer, des précipités bruns beaucoup plus foncés que ceux que l'on obtient dans les mêmes conditions avec le tantalate ou le niobate de soude.

DU BISMUTH. Bi. Équivalent = 1330.

Le bismuth se trouve, 1° à l'état natif, en France, en Saxe, en Bohême, en Souabe, en Suède; mais il contient toujours un peu d'arsenic et d'ar-

gent; 2° combiné avec l'oxygène; 3° uni avec le soufre, le tellure, le plomb et l'arsenic.

Il est solide, d'une couleur blanche rougeâtre, très-fragile, à moins qu'il ne soit très-pur, car alors il est un peu ductile; il est formé de grandes lames brillantes; son poids spécifique varie de 9,83 à 9,88.

Il entre en fusion à la température de 264°; si on le laisse refroidir très-lentement, il cristallise en cubes tellement disposés les uns par rapport aux autres, qu'ils forment une pyramide quadrangulaire renversée; on n'observe ce phénomène qu'autant que le métal est pur; comme l'eau il se dilate au moment de sa solidification. Les cristaux de bismuth sont ordinairement recouverts d'une couche très-mince d'oxyde qui leur donne de belles teintes rouges, bleues et vertes. Il est complétement volatil sous le charbon, à une température d'environ 30° du pyromètre de Wedgwood (Chaudet).

Il n'agit ni sur l'air ni sur le gaz oxygène secs, à la température ordinaire; mais il se ternit dans ces gaz humides. Il s'oxyde à l'aide de la chaleur, et l'absorption de l'oxygène est accompagnée d'un dégagement de calorique et de lumière, comme on peut s'en convaincre en projetant sur le sol du bismuth chauffé au rouge blanc. Le *phosphore* ne se combine pas directement avec le bismuth; il existe cependant un composé de phosphore et de ce métal, facilement décomposable à une température peu élevée, et que l'on obtient en traitant une dissolution saline de bismuth par le phosphure d'hydrogène gazeux. Le *soufre* s'unit avec lui à l'aide de la chaleur; en fondant parties égales de bismuth et de soufre, et en abandonnant la masse à un refroidissement lent, on obtient un monosulfure, Bi S, qui cristallise dans l'excès du bismuth; on décante celui-ci pendant qu'il est encore liquide. Il existe encore un sesquisulfure, $Bi^2 S^3$, noir, floconneux, et insoluble dans l'eau, que l'on prépare en précipitant un sel de bismuth par l'acide sulfhydrique; on le trouve en Suède, en Saxe et en Bohême, mais il n'est pas pur.

L'*iode* peut s'unir au bismuth; l'iodure qui en résulte, $Bi^2 I^3$, est brun-marron et insoluble dans l'eau.

Le *chlore* gazeux se combine avec ce métal réduit en poudre fine, et il y a dégagement de calorique et de lumière d'un bleu pâle. Le chlorure, $Bi^2 Cl^3$, connu autrefois sous le nom de *beurre de bismuth,* est blanc, déliquescent, fusible, volatil, et se transforme dans l'eau en oxychlorure blanc insoluble, $Bi^2 Cl^3, 2 Bi^2 O^3, 3 HO$, et en chlorure qui reste dissous dans l'acide chlorhydrique formé aux dépens de l'hydrogène de l'eau. Le chlorure de bismuth est soluble dans l'acide chlorhydrique faible, et il se produit un chlorhydrate de chlorure. On l'obtient en

chauffant 1 partie de bismuth avec 2 de sublimé corrosif. Ce chlorure peut former des combinaisons doubles avec les chlorures alcalins.

Le bismuth n'exerce aucune action sur l'*azote*. Si on le laisse dans l'*eau* au contact de l'air, on obtient des paillettes blanches de carbonate de bismuth; il ne décompose l'eau lentement et difficilement qu'à une température très-élevée. Il n'agit pas sur les acides *borique, carbonique* et *phosphorique*. L'acide *sulfurique* concentré et bouillant se combine avec lui après l'avoir oxydé; d'où il suit qu'une portion d'acide est décomposée, et qu'il y a dégagement de gaz acide sulfureux. L'acide *sulfureux* n'agit point sur lui. L'acide *azotique* l'attaque, et se décompose avec d'autant plus d'énergie qu'il est plus concentré; le métal s'oxyde et se dissout dans la portion d'acide non décomposé, il se dégage du gaz bioxyde d'azote. L'acide *chlorhydrique* liquide n'agit que très-lentement sur le bismuth. L'acide *arsénique* peut aussi se combiner avec lui après l'avoir oxydé.

Le bismuth s'allie à plusieurs métaux et donne des alliages très-fusibles, mais il ne forme avec ceux qui ont été précédemment étudiés que des composés peu importants.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° sa dissolution dans l'acide azotique, avec lequel il forme un azotate facilement reconnaissable (voy. *Sels*).

Extraction. Si le bismuth que l'on trouve à l'état natif ne contient pas du cobalt, on se borne à le fondre; il ne tarde pas à se rassembler au fond des creusets et à se séparer de la gangue; dans le cas où celle-ci serait très-abondante, il faudrait mêler la mine avec un fondant terreux et alcalin. Si le bismuth natif contient du cobalt, on le chauffe dans des tuyaux de fer que l'on incline légèrement dans un fourneau; le bismuth fond et vient se condenser dans un récipient de fer, mais il contient presque toujours de l'arsenic, du plomb, de l'argent et un peu de soufre; on le chauffe jusqu'au rouge avec un dixième de son poids d'azotate de potasse qui acidifie le soufre et l'arsenic, et oxyde en partie le bismuth et le plomb; on traite par l'eau, qui dissout le sulfate et l'arséniate de potasse, et laisse du bismuth, de l'oxyde de bismuth, du plomb et de l'argent; on dissout ce mélange dans l'acide azotique, et on en sépare l'argent par l'acide chlorhydrique, et le plomb par l'acide sulfurique; enfin on décompose l'azotate de bismuth par la potasse, et on réduit l'oxyde précipité, au moyen du charbon.

On peut obtenir du bismuth pur en fondant dans un creuset un mélange de sous-azotate de bismuth et de flux noir (charbon et carbonate de potasse).

DES OXYDES DE BISMUTH.

Protoxyde, Bi^2O^3. — On trouve quelquefois un peu de cet oxyde à la surface du bismuth natif *anhydre.* Il est d'un beau jaune, fusible à la température rouge-cerise, et susceptible de donner un verre jaune qui perce les creusets. Il n'éprouve aucune altération de la part de l'air ni du gaz oxygène. L'hydrogène et le carbone s'emparent de son oxygène à une température élevée. Le soufre le décompose également, et s'unit à l'oxygène pour former de l'acide sulfureux, et au métal qu'il fait passer à l'état de sulfure. Le chlore en sépare l'oxygène et se combine avec le métal, pourvu que la température soit assez élevée; à froid, il n'exerce aucune action sur lui. Il est insoluble dans l'eau et les alcalis. L'acide azotique le dissout à merveille. Il est formé de 89,86 de bismuth et de 10,14 d'oxygène. On le fait servir de fondant aux dorures sur porcelaine. On l'obtient en décomposant le sous-azotate de bismuth par la chaleur. A l'état d'*hydrate,* le protoxyde de bismuth est blanc et insoluble dans l'eau; si on le fait bouillir avec un excès de dissolution alcaline, il se déshydrate et cristallise en petites aiguilles brillantes. On l'obtient en décomposant un sel soluble de bismuth par l'ammoniaque.

Peroxyde (*acide bismuthique*), Bi^2,O^5. — Il est solide, d'un brun foncé, comme l'oxyde puce de plomb, et il fournit, par une chaleur capable de volatiliser le mercure, de l'oxygène et du bismuthate de protoxyde; quelques chimistes pensent, au contraire, qu'il se transforme en un oxyde intermédiaire, BiO^2. Il ne peut se combiner avec les acides qu'autant qu'il perd de l'oxygène et qu'il est ramené à l'état de protoxyde; c'est ainsi qu'il agit à froid sur les acides sulfurique, phosphorique et chlorhydrique concentrés, et à une légère chaleur sur l'acide azotique. Il ne se combine que difficilement avec les alcalis.

Préparation. En chauffant dans un creuset de la soude avec du protoxyde de bismuth, celui-ci s'oxyde, et l'on obtient du bismuthate de soude (Jacquelain). Si l'on vient à faire bouillir ce sel avec un excès de soude, l'acide bismuthique se *deshydrate* et se dépose (Frémy).

Bismuthates de protoxyde de bismuth.—Il existe plusieurs composés de ces deux oxydes; celui qui a pour formule Bi^2O^5,Bi^2O^3 est décomposé par les acides, sous l'influence de la chaleur, en oxygène et en un sel de protoxyde.

Sous-oxyde de bismuth.—On a encore admis un sous-oxyde noir, qui s'enflamme à l'air comme de l'amadou, et que l'on obtient en chauffant

le bismuth à une température qui dépasse à peine le point de fusion de ce métal.

DES SELS DE BISMUTH.

Ils sont en général d'une couleur blanche. Les dissolutions de bismuth sont incolores et précipitées en blanc par l'eau, qui les transforme en un sel acide soluble et en un sous-sel insoluble. L'acide sulfhydrique et les sulfures solubles les précipitent en noir (sulfure de bismuth). La potasse, la soude et l'ammoniaque très-concentrées en séparent l'oxyde, qui est alors d'une couleur jaune, mais qui serait blanc si les liqueurs étaient étendues d'eau, parce qu'il contiendrait du sous-sel (Jacquelain); ce précipité est insoluble dans un excès d'alcali. Les carbonates de potasse et de soude y font naître un précipité blanc insoluble dans un excès de carbonate. Le *sesquicarbonate d'ammoniaque* les précipite et *redissout le précipité* s'il est employé en excès, propriété que l'on peut mettre à profit, d'après Léonard Laugier, pour séparer le bismuth de plusieurs autres métaux. L'infusion de noix de galle les précipite en jaune légèrement orangé, et le chromate de potasse en jaune. Le fer, le zinc et l'étain, en séparent le bismuth; le cuivre n'agit qu'avec lenteur.

Azotate, $Bi^2O^3, 3AzO^5, 3HO$. — Il cristallise en gros prismes quadrilatères comprimés, d'une couleur blanche, rougissant l'*infusum* de tournesol; il attire légèrement l'humidité de l'air, et sa surface se recouvre d'un peu d'oxyde blanc; chauffé jusqu'au rouge, il fournit de l'oxyde jaune: c'est même en suivant ce procédé que l'on peut se procurer avec plus d'avantage l'oxyde de bismuth. Il se dissout très-bien dans l'eau, pourvu qu'il soit assez acide; cette dissolution, versée peu à peu dans une grande masse d'eau, est subitement décomposée, et transformée en *azotate de bismuth basique* insoluble, qui se précipite sous forme de flocons blancs ou de paillettes nacrées, et en azotate acide qui reste en dissolution; le précipité, bien lavé, constitue le *blanc de fard* ou le *magistère de bismuth,* Bi^2O^3, AzO^5, HO; toutefois sa composition varie suivant la quantité d'eau employée à sa précipitation, suivant la température et le temps pendant lequel le sous-sel et l'eau ont été en contact: on peut lui enlever tout l'acide en le traitant à plusieurs reprises par l'eau bouillante; calciné avec du charbon, il laisse du bismuth; il est soluble dans l'acide azotique. On peut se servir de l'azotate de bismuth comme encre de sympathie: en effet, les caractères tracés sur le papier avec sa dissolution sèchent et disparaissent; mais ils de-

viennent visibles et noircissent aussitôt qu'on les met en contact avec le gaz acide sulfhydrique ou les sulfures, qui transforment le sel incolore en sulfure noir. Le blanc de fard (azotate basique) est employé avec succès dans certaines douleurs d'estomac, connues sous le nom de *crampes;* on en fait prendre 40 ou 50 centigrammes dans du sirop de guimauve; cinq minutes après, on en donne une nouvelle dose; il serait imprudent d'en administrer beaucoup plus à la fois, car il est vénéneux; uni à la magnésie et au sucre, il a été très-utile pour arrêter certains vomissements chroniques, des diarrhées, etc.; on l'a également prescrit contre le pyrosis, les gastro-entéralgies, le choléra spasmodique, etc. On *prépare* l'azotate de bismuth en faisant dissoudre le métal dans de l'acide azotique affaibli; il se dégage du gaz bioxyde d'azote.

DU PLOMB. Pb. Équivalent = 1294,5.

Le plomb se trouve, 1° à l'état natif dans les laves tendres de l'île de Madère; 2° combiné avec l'oxygène; 3° avec le soufre ou avec quelque autre corps simple, tel que le chlore; 4° avec l'oxygène et un acide formant des sels.

Le plomb est gris bleuâtre, brillant, d'une odeur particulière; il est assez mou pour qu'on puisse le rayer avec l'ongle, et le plier en tous sens; il est très-peu sonore, plus malléable que ductile, et ne jouit presque d'aucune ténacité; son poids spécifique est de 11,445 s'il est pur.

Il fond à la température de 335°; si on le laisse refroidir, il cristallise en pyramides quadrangulaires ou en octaèdres réguliers s'il est parfaitement pur; si, au contraire, on continue à le chauffer jusqu'au blanc, il se volatilise lentement. Soumis à l'action du gaz *oxygène* ou de l'*air* atmosphérique, le plomb fondu passe d'abord à l'état de protoxyde jaune, puis à l'état d'oxyde rouge (minium), et il y a dégagement de calorique; à la température ordinaire, le gaz oxygène le ternit, tandis que l'air atmosphérique, après l'avoir transformé en protoxyde, lui cède son acide carbonique, et le change en carbonate de protoxyde blanc; ces phénomènes sont d'autant plus sensibles, que l'air ou l'oxygène sont plus souvent renouvelés; cependant cette couche est si mince, que l'on retrouve, en grattant légèrement, même avec l'ongle, le plomb présentant tout son brillant métallique.

L'*hydrogène* et le *bore* sont sans action sur le plomb. Le *carbone* peut s'unir avec lui par des moyens indirects et former un carbure noir; on l'obtient en décomposant par le feu le cyanure de plomb ou des sels de plomb à acides végétaux. Le *phosphore* peut se combiner directement

avec lui à l'aide de la chaleur, et former un phosphure gris bleuâtre, très-malléable, mou, moins fusible que le plomb.

Lorsqu'on fait fondre dans un creuset du plomb et un excès de *soufre,* on obtient un protosulfure, PbS, et il y a dégagement de calorique et de lumière. On trouve ce sulfure très-abondamment dans la nature, cristallisé en octaèdres, ou en cubes, ou en lames; il existe en France, en Espagne, en Allemagne, et surtout dans le Derbyshire en Angleterre; il est connu sous le nom de *galène,* et alors il est souvent mêlé ou combiné avec d'autres sulfures, comme le sulfure d'argent, celui d'antimoine, celui de zinc, etc. Le *protosulfure* pur est solide, brillant, d'une couleur bleue; il ne fond pas aussi facilement que le plomb; chauffé dans un creuset brasqué, il se vaporise en partie; une autre portion se décompose en soufre et en sous-sulfure. Si on le chauffe avec le contact de l'air ou du gaz oxygène, il se transforme en gaz acide sulfureux et en sulfate de protoxyde, et si la température est très-élevée, il fournit, outre ces deux produits, du plomb métallique. On l'emploie pour en extraire le métal; les potiers de terre s'en servent sous le nom d'*alquifoux,* pour vernir leur poterie. M. Becquerel est parvenu à l'obtenir cristallisé en tétraèdres réguliers en employant un procédé électro-chimique.

On peut, en précipitant l'*azotate* de plomb par l'iodure de potassium, obtenir un *iodure* de plomb jaune doré, PbI, soluble dans 1235 parties d'eau froide et dans 194 d'eau bouillante et cristallisable en paillettes hexagones régulières; il a été employé contre certaines maladies cutanées. Il existe encore d'autres *composés bleus* d'iode et de plomb qui n'offrent aucun intérêt pour la médecine.

La combinaison du *chlore* gazeux et du plomb s'opère sans dégagement de lumière. Le chlorure formé, $PbCl$, se trouve dans la nature, et a été connu sous les noms de *muriate de plomb,* de *plomb corné,* et d'*hydrochlorate de plomb.* Il est blanc, demi-transparent, inaltérable à l'air, fusible au-dessous de la chaleur rouge, volatil à une température plus élevée; il a une saveur sucrée et se dissout dans 135 parties d'eau froide, et dans 33 d'eau bouillante; cette dissolution fournit par l'évaporation des prismes hexaèdres, incolores, brillants et satinés. Il est sans usages; mais on pourrait, d'après Coullier, le substituer à la céruse dans la peinture à l'huile, pour éviter l'altération que l'acide sulfhydrique fait éprouver au blanc de plomb ordinaire. On l'obtient en versant du chlorure de sodium dans une dissolution d'azotate de plomb.

Le chlorure et l'oxyde de plomb peuvent se combiner en plusieurs proportions. L'*oxychlorure,* $PbCl, 7PbO$, constitue le *jaune minéral,* jaune de *Cassel,* jaune de *Turner,* etc. On prépare ces oxychlorures tantôt en

fondant ensemble 10 parties de minium et 1 partie de sel ammoniac, tantôt en fondant 1 partie de chlorure de plomb avec 6 ou 8 parties de litharge ou de massicot, etc.

L'*azote* n'agit point sur le plomb. Il en est de même de l'*eau* privée d'air; mais si ce liquide a le contact de l'atmosphère, le métal passe à l'état de protoxyde, qui ne tarde pas à absorber l'acide carbonique, en sorte qu'au bout d'un certain temps, il renferme du carbonate de plomb dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

Les acides *borique, carbonique, phosphorique* et *sulfureux*, sont sans action sur le plomb. L'acide *sulfurique* concentré, qui ne l'attaque pas à froid, lui cède une portion de son oxygène à l'aide de la chaleur : il se dégage du gaz acide sulfureux, et le protoxyde formé se combine avec l'acide non décomposé. L'acide *azotique* très-concentré n'agit pas sur le plomb, même lorsqu'il est bouillant; étendu d'un peu d'eau, il l'attaque avec énergie, le transforme en protoxyde et le dissout; la portion d'acide décomposée pour oxyder le métal passe à l'état de gaz bioxyde d'azote. L'acide *chlorhydrique* liquide agit à peine sur le plomb. L'acide *sulfhydrique* est décomposé par ce métal, qui le transforme en sulfure noir, tandis que l'hydrogène se dégage. L'acide *fluorhydrique* est sans action sur lui. Il décompose l'acide *arsénique* à l'aide de la chaleur. On n'a pas déterminé comment les acides *molybdique, tungstique* et *chromique,* se comportent avec le plomb.

Plusieurs des métaux précédemment étudiés peuvent s'allier avec lui; je vais examiner les principaux de ces alliages : 1° *Alliages de parties égales de plomb et d'étain.* Lorsqu'on fait fondre ces deux métaux, on obtient un alliage solide, grisâtre, qui fond plus facilement que l'étain, et qui est connu sous le nom de *soudure des plombiers,* parce qu'il sert à souder les tuyaux de plomb; à une température élevée, il absorbe l'oxygène, décompose l'air, et donne lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière; avec 92 parties d'étain et 8 de plomb, on fabrique les fontaines, les plats, la vaisselle; avec 80 d'étain et 20 de plomb, on fait les cuillers, les flambeaux, les écritoires. 2° *Alliage de 20 parties d'antimoine et de 80 parties de plomb.* Il est solide, malléable, plus dur que le plomb, et fusible au-dessous du rouge-cerise; on s'en sert pour faire les caractères d'imprimerie. 3° L'alliage fusible de *d'Arcet* est formé de 2 parties de bismuth, de 1 partie de plomb et de 1 partie d'*étain;* il est remarquable en ce qu'il fond à 93°, 75; uni à une petite quantité de mercure, il devient encore plus fusible, et peut servir à faire des injections anatomiques. L'alliage composé de 5 parties de bismuth, de 2 d'étain et de 3 de plomb, fond à 91° 6 c.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° sa dissolution dans l'acide azotique, qui produit un azotate facilement reconnaissable (voy. *Sels de plomb*).

Usages. Le plomb est très-malléable; on peut le réduire en feuilles très-minces dont tout le monde connaît les nombreux emplois; quoique peu ductile, on est parvenu à le tirer en fils qui par leur souplesse peuvent remplacer la paille et l'osier pour attacher les plantes, etc.

Il est employé pour préparer des balles, de la grenaille, la soudure des plombiers, les caractères d'imprimerie, le blanc de plomb, la litharge, le massicot, le minium; il sert à la construction des bassins, des conduits, des réservoirs, des chaudières, des chambres où l'on prépare l'acide sulfurique, etc.; il entre dans la composition des émaux.

Desbassyns de Richemont a soudé le plomb avec lui-même, sans employer aucun autre métal; pour cela il fait fondre sur la partie de plomb à souder, préalablement bien décapée, une petite lame de plomb, à l'aide de la chaleur produite par la combustion du gaz hydrogène avec l'air; le plomb ainsi fondu n'étant mélangé d'aucune partie d'oxyde, parce que l'hydrogène le réduit aussitôt qu'il se forme, il y a une parfaite homogénéité dans tous les points de contact: on désigne cette opération sous le nom de *soudure autogène;* elle est très-utile dans la construction des chambres de plomb.

Émaux. — On donne le nom d'*émail* à des produits vitrifiés, transparents ou opaques, incolores ou colorés, formés principalement par le protoxyde de plomb; ceux qui sont opaques contiennent de l'oxyde d'étain, ceux qui sont colorés renferment un oxyde métallique coloré. — *Émail blanc.* On fait chauffer, avec le contact de l'air, 100 parties de plomb et 15 à 40 parties d'étain: lorsque ces métaux sont transformés en oxydes, on fait fondre dans un four à faïence 100 parties du produit avec 25 ou 30 parties de sel commun, 75 parties de sable, et 25 parties de talc (Clouet). On s'en sert pour vernir la faïence, etc.

Extraction.—Exploitation du sulfure. On triture et on lave ce minerai pour en séparer la gangue, puis on le grille; cette opération peut déjà fournir un peu de plomb, si la température est très-élevée; mais le produit du grillage consiste principalement en oxyde, en sulfate, et en une petite proportion de sulfure de plomb. On le traite dans le fourneau à manche, par de la grenaille de fer, et par du charbon de terre ou de bois; le charbon décompose l'oxyde et le sulfate de plomb, tandis que le fer s'empare du soufre du sulfure; le plomb mis à nu ne tarde pas à couler dans des bassins: on l'appelle *plomb d'œuvre;* il contient le plus souvent du zinc, de l'antimoine, du cuivre et de l'argent; on le fait

chauffer avec le contact de l'air; le zinc et l'antimoine s'oxydent facilement, et font partie des premières portions de massicot obtenues; si l'on continue à chauffer, le cuivre s'oxyde également, s'unit au massicot déjà formé, et il reste une portion de *plomb métallique*. Le massicot obtenu dans cette opération peut servir dans les fabriques de poterie.

On peut se procurer du plomb parfaitement pur, en décomposant le carbonate de plomb de Clichy par du charbon, ou en calcinant dans un creuset brasqué de l'oxyde de plomb obtenu par la calcination de l'azotate de plomb cristallisé.

DES OXYDES DE PLOMB.

Sous-oxyde, 2Pb O. — Cet oxyde, découvert par Dulong et étudié depuis par M. Pelouze, est un produit de l'art. Il est d'un noir foncé tantôt terne, tantôt légèrement velouté. Chauffé vers le rouge sombre, il fournit du plomb et du protoxyde. Mêlé avec une petite quantité d'eau, au contact de l'air, il s'échauffe fortement et se convertit en protoxyde hydraté blanc. Les acides et les alcalis solubles le changent en métal et en protoxyde. Le mercure ne lui enlève pas la moindre quantité de métal; une dissolution bouillante de sucre de canne n'en sépare point de protoxyde, ce qui prouve qu'il n'est pas un mélange de métal et de protoxyde, mais bien un oxyde à part. On l'obtient en décomposant l'oxalate neutre de plomb par la chaleur vers 300° (Pelouze, *Journ. de pharm.*, année 1842).

Protoxyde (*massicot, litharge*), PbO. — Cet oxyde ne se trouve dans la nature qu'en combinaison avec des acides. Il est solide, jaune, facilement fusible, fixe et indécomposable par la chaleur; si on le laisse refroidir lentement lorsqu'il a été fondu, il cristallise en lames brillantes, jaunes ou d'un jaune rougeâtre, que l'on désigne sous le nom de *litharge*. A environ 300°, il absorbe le gaz oxygène de l'air et passe à l'état de minium (plombate de protoxyde de plomb); à froid, il s'unit avec l'acide carbonique qui se trouve dans l'atmosphère; c'est ainsi que par la formation de cette couche de carbonate de plomb insoluble à la surface des lames qui servent de toitures, le plomb se trouve préservé d'une oxydation plus considérable. Le carbone, l'hydrogène, et tous les corps susceptibles d'absorber l'oxygène, le décomposent et le transforment en plomb métallique. Délayé dans l'eau et mis en contact avec du chlore gazeux, il est en partie décomposé; le chlore forme, avec le plomb, du chlorure blanc, et l'oxygène se porte sur une portion de protoxyde qu'il transforme en bioxyde. Il se dissout en petite quantité dans

l'eau distillée pure (1 partie sur 7,000 parties d'eau); à l'état d'*hydrate*, 3 PbO,HO, il est très-soluble dans la potasse, la soude, la baryte, la strontiane et la chaux, avec lesquelles il forme des dissolutions (*plombites*) que l'on peut obtenir cristallisés en écailles blanches, ainsi que l'a fait voir Berthollet; toutefois, semblable au protoxyde d'étain, il se déshydrate sous l'influence même des alcalis qui le tiennent en dissolution, et il se précipite à l'état cristallin et anhydre (Frémy). Le protoxyde de plomb dissout l'acide silicique et l'alumine à une température élevée, en sorte qu'il est impossible de le fondre dans les creusets de terre, sans que ceux-ci soient attaqués; il est le seul oxyde de plomb susceptible de se combiner avec les acides sans se décomposer. Chauffé jusqu'au rouge avec du chlorate de potasse, il passe à l'état de bioxyde. Lorsqu'on sature la soude bouillante marquant 45 à 50 degrés par de l'hydrate de protoyde de plomb, et qu'on laisse refroidir la liqueur, il se dépose un oxyde rose de plomb cristallisé en cubes assez réguliers, composé de 92,83 de plomb et de 7,17 d'oxygène (Calvert, *Ann. de chim.,* juin 1843). La litharge exerce une action vive sur tous les sulfures, même à une température peu élevée; le sulfure peut être décomposé en totalité par l'oxygène de la litharge, qui transforme le soufre en acide sulfureux. (voy. le mémoire de M. Berthier, *Annales de chimie,* novembre 1828).

Le protoxyde de plomb est formé de 92,83 de plomb et de 7,17 d'oxygène.

Le massicot est employé pour faire du blanc de plomb, il entre dans la composition du jaune de Naples, etc. La litharge sert à préparer le sel et l'extrait de saturne, l'emplâtre diapalme, l'onguent de la mère, etc.

On obtient le protoxyde de plomb anhydre en faisant fondre du plomb dans un four à réverbère sous l'influence d'un courant d'air; il faut agiter le plomb fondu, et ramener sans cesse sur les bords toute la couche d'oxyde formé, afin de renouveler les surfaces. Les litharges du commerce ne sont pas pures; la litharge anglaise contient du fer et de l'argent, celle d'Allemagne renferme du fer et du cuivre en proportions variables, celle de France contient aussi du fer et un peu moins de cuivre que la précédente. On prépare l'oxyde de plomb *hydraté* en décomposant un sel de protoxyde de plomb par l'ammoniaque.

Bioxyde (*oxyde puce,* acide plombique), PbO^2. — Cet oxyde, d'une couleur puce, est le produit de l'art; il est décomposé par la chaleur en gaz oxygène et en protoxyde de plomb. Mis en contact avec l'eau et avec un excès de chlore gazeux, il n'éprouve aucune altération, d'après Vauquelin; trituré avec du soufre, il lui cède une portion de son oxygène, forme du gaz acide sulfureux, et il y a dégagement de calorique et de

lumière si le mélange est bien sec. Le gaz acide sulfureux s'empare d'une grande partie de son oxygène, le ramène à l'état de protoxyde, et se transforme en acide sulfurique, qui s'unit au protoxyde et forme ainsi un sulfate. Il ne se combine pas avec les acides, et ne forme par conséquent jamais de sels. L'acide azotique ne lui fait éprouver aucun changement. Chauffé dans un creuset d'argent avec un excès de potasse ou de soude, il donne des *plombates* que l'on peut faire cristalliser dans une eau alcaline. On peut obtenir tous les plombates en calcinant à l'air un mélange d'un oxyde métallique et de protoxyde de plomb, car celui-ci se transformera en acide plombique (Frémy). Il est formé de 86,67 de plomb et de 13,33 d'oxygène. Il est employé dans les laboratoires comme corps oxygénant. On l'obtient en chauffant le minium avec 5 à 6 parties d'acide azotique étendu de son poids d'eau; il se forme de l'azotate de protoxyde de plomb soluble et du *bioxyde* qui reste au fond du matras, et qui doit être lavé avec de l'eau chaude (voy. *Minium*).

Minium. — Ce corps, regardé pendant longtemps comme du bioxyde de plomb, est formé de bioxyde et de protoxyde (plombate de protoxyde de plomb) en proportions différentes, suivant que le grillage a été plus ou moins prolongé : ainsi on pourra avoir $2PbO,PbO^2$ (Dumas), ou bien PbO,PbO^2 (Berzelius), ou bien $5PbO,PbO^2$ (Longchamp). Il existe en masses informes d'un rouge peu éclatant, à Langenberg au pays de Hesse-Cassel. Il est d'une belle couleur rouge, susceptible d'être décomposé par la chaleur en oxygène et en protoxyde; il est fusible, et n'a aucune action sur l'air ni sur le gaz oxygène. Il n'est que très-peu soluble dans l'eau, d'après Vauquelin. L'acide azotique dissout le protoxyde, et laisse le bioxyde brun insoluble. Traité par l'acide chlorhydrique, il est décomposé, et l'on obtient du chlorure de plomb d'un blanc jaunâtre, du chlore et de l'eau ; ce qui prouve que l'oxygène du minium se combine avec l'hydrogène de l'acide, tandis que le métal s'empare d'une portion de chlore mis à nu. Il se combine avec la potasse, la soude, la chaux, etc., mais moins facilement que le protoxyde. Le minium du commerce contient presque toujours du protoxyde de plomb et quelquefois du bioxyde de cuivre. Il est employé à faire le cristal, les vernis sur les poteries, et en peinture.

On prépare le minium en chauffant le massicot ou protoxyde de plomb avec le contact de l'air. Pour cela on place le massicot dans des cuvettes en tôle peu profondes, et on les introduit dans le four qui a servi à la préparation du massicot, afin de profiter de la chaleur perdue dont le degré est très-convenable à l'opération; on abandonne le tout ainsi pendant vingt-quatre heures, alors le massicot absorbe de l'oxygène et pro-

duit du minium; mais comme dans cet état il contiendrait encore beaucoup de protoxyde, on le chauffe de nouveau, et même jusqu'à huit fois, mais le plus ordinairement trois; chaque opération portant le nom de *feu,* on désigne, dans le commerce, la qualité du minium par le nombre de *feux* qu'il a subis.

Le minium obtenu par la calcination à l'air du carbonate de plomb, étant le plus divisé, est aussi le plus beau; il porte le nom de *mine orange.*

On peut avoir du minium hydraté en versant du plombate de potasse dissous dans une dissolution de plombite de la même base; il se précipite du minium hydraté jaune (plombate de protoxyde), qui devient d'un très-beau rouge par une légère dessiccation.

DES SELS DE PLOMB.

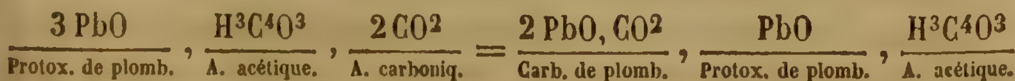
Parmi les oxydes de plomb, il n'y a que le protoxyde qui puisse se combiner avec les acides et former des sels, qui sont pour la plupart insolubles. Ceux qui se dissolvent fournissent des liquides incolores, doués d'une saveur styptique plus ou moins douceâtre; ils donnent, par l'acide sulfhydrique et par les sulfures solubles, un précipité noir de sulfure de plomb, un précipité jaune-serin de chromate de plomb par l'acide chromique et par les chromates solubles, jaune orangé par l'acide iodhydrique ou par les iodures (le précipité est de l'iodure de plomb), un précipité blanc de protoxyde par la potasse, la soude ou l'ammoniaque; ce précipité jaunit lorsqu'on le fait sécher, et se redissout à merveille dans un excès de potasse ou de soude; si, avant de décomposer la dissolution de plomb par les alcalis, on l'étend d'une suffisante quantité de chlore liquide, le précipité, jaune d'abord, devient rouge, et finit par passer à l'état de bioxyde brun, phénomène qui dépend de ce que l'eau a été décomposée; son oxygène s'est porté sur le protoxyde de plomb, tandis que le chlore s'est uni à l'hydrogène. Les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, transforment les dissolutions de plomb en carbonate de plomb blanc insoluble ou peu soluble dans l'eau. Elles sont précipitées en blanc par l'acide sulfurique et par les sulfates solubles : dans ce cas, le précipité est du sulfate de plomb. Enfin le zinc, le fer et l'étain, ayant plus d'affinité pour l'oxygène et pour l'acide que le plomb, précipitent celui-ci à l'état métallique.

Tous les sels de plomb solubles sont vénéneux; il en est de même de ceux qui sont insolubles et qui se transforment dans l'estomac en sels

solubles : aussi faut-il proscrire l'usage du plomb pour tout ce qui peut servir à la préparation des aliments.

Carbonate, PbO,CO^2. — On trouve ce sel en France, en Bretagne, au Hartz, en Bohême, en Écosse et en Daourie. Il est tantôt cristallisé en prismes rhomboïdaux, ou en octaèdres réguliers, ou en petites paillettes brillantes, transparentes, d'une couleur blanche ou jaune brunâtre; tantôt en petites masses. Celui que l'on prépare dans les laboratoires est pulvérulent, blanc et insipide; chauffé doucement, il se décompose en acide carbonique et en oxyde de plomb; si la température est insuffisante pour fondre le protoxyde, et qu'il ait le contact de l'air, il donne la *mine orange* (voy. *Minium*). Soumis à l'action du chalumeau, il laisse du plomb métallique. Il est insoluble dans l'eau, à moins que celle-ci ne contienne du gaz acide carbonique. Barruel et Mérat ont retiré 64 grammes de carbonate de plomb très-bien cristallisé, en faisant évaporer six voies d'eau laissées pendant deux mois dans une cuve doublée en plomb, qui avait été exposée à l'air, et par conséquent en contact avec le gaz acide carbonique (thèse de Mérat sur la *colique de plomb*). La céruse, préparée, *comme il sera dit bientôt*, par le procédé hollandais, est un composé de carbonate de plomb et de protoxyde de plomb hydraté, $2PbO,CO^2, PbO,HO$; elle est employée pour étendre les couleurs; on s'en sert aussi pour dessécher les huiles et pour peindre les boiseries des appartements; mais j'ai déjà dit qu'on devait lui préférer l'oxyde de zinc pour cet usage (voy. p. 475); elle est toujours mélangée d'un peu de charbon ou d'indigo pour lui donner un reflet bleu; celle de Hollande est colorée par du sulfure de plomb. Les céruses du commerce, telles que le blanc de Venise, le blanc de Hambourg et le blanc de Hollande, contiennent parties égales au moins de sulfate de baryte, qui est nécessaire pour leur donner de l'opacité; ce dernier contient 3 parties de ce sulfate sur 4.

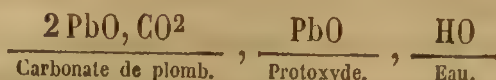
Préparation. On fait arriver un courant de gaz acide carbonique dans une dissolution d'*acétate de plomb tribasique soluble;* il se précipite du carbonate de plomb, et le sel se trouve ramené à l'état d'acétate monobasique.



$$\underbrace{3\,PbO}_{\text{Protox. de plomb.}}, \underbrace{H^3C^4O^3}_{\text{A. acétique.}}, \underbrace{2\,CO^2}_{\text{A. carboniq.}} = \underbrace{2\,PbO,CO^2}_{\text{Carb. de plomb.}}, \underbrace{PbO}_{\text{Protox. de plomb.}}, \underbrace{H^3C^4O^3}_{\text{A. acétique.}}$$

A l'aide de la litharge, on la transforme de nouveau en acétate de plomb tribasique soluble, que l'on décompose encore par l'acide carbonique; on lave bien le carbonate précipité, et on le livre au commerce après

l'avoir fait sécher : tel est le procédé suivi dans l'usine de *Clichy*. En Hollande, on prépare le blanc de plomb en soumettant les lames de ce métal à l'action de la vapeur du vinaigre, de l'air et de l'acide carbonique; ce dernier est obtenu par la décomposition du fumier; le plomb s'oxyde, passe à l'état d'acétate basique, qui est ensuite décomposé par l'acide carbonique, et donne :



$$\underbrace{2\,PbO, CO^2}_{\text{Carbonate de plomb.}},\ \underbrace{PbO}_{\text{Protoxyde.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}$$

Ce procédé est moins économique que le premier, mais il donne une céruse de meilleure qualité.

La céruse introduite dans l'estomac se dissout dans les liquides acides et salins contenus dans ce viscère, et est vénéneuse.

Oxalate. — Il est insoluble dans l'eau et décomposable à 300° en sous-oxyde de plomb et en acide carbonique.

Azotate, PbO, AzO^5. — Il n'existe pas dans la nature; on peut l'obtenir cristallisé en octaèdres dont les sommets sont tronqués, d'une couleur blanche, opaques ou transparents, inaltérables à l'air, et solubles dans 7 ou 8 parties d'eau à 15°. Si, après avoir desséché ce sel, on le chauffe dans des vaisseaux fermés, il se décompose et se transforme en acide hypoazotique liquide (voy. p. 195), en gaz oxygène et en protoxyde de plomb. Si on fait bouillir la dissolution d'azotate de plomb avec du protoxyde, on obtient un *azotate de plomb* blanc, basique $= 2\,PbO, AzO^5, HO$, moins soluble dans l'eau que le précédent. Si, au lieu de la faire bouillir avec du protoxyde, on se sert de lames de plomb très-minces, l'acide azotique est décomposé, cède une partie de son oxygène au plomb, et il se forme, suivant la proportion de plomb, la durée de l'ébullition, etc., un *hypoazotate* de plomb jaune $= 2\,PbO, AzO^4, HO$, un *hypoazotate* plus basique orange $= 7\,PbO, AzO^4, 3\,HO$, ou un *azotite* quadribasique rose $= 4\,PbO, AzO^3, HO$.

On obtient l'azotate de plomb avec de la litharge, et l'acide azotique étendu de trois ou quatre fois son poids d'eau. Il sert à la fabrication des verres pesants destinés aux opticiens, et à analyser les minéraux qui renferment une base alcaline à l'état de silicate.

Sulfate, PbO, SO^3. — On le trouve dans la nature, cristallisé en octaèdres. Préparé dans les laboratoires, en versant un sulfate soluble dans une dissolution d'un sel de plomb, il est blanc, pulvérulent, anhydre, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et indécomposable par le feu. On pourrait l'employer à la fabrication du cristal. J'ai prouvé en 1843, bien avant M. Melsens, qu'il agit à la longue comme un poison, parce qu'il

se dissout lentement dans les acides et dans le chlorure de sodium contenus dans l'estomac.

Chromate (plomb rouge), PbO, CrO^3. — On n'a trouvé ce sel que dans la Sibérie. Celui que l'on prépare dans les laboratoires est d'une belle couleur jaune-serin lorsqu'il est neutre, insoluble dans l'eau et peu soluble dans les acides. L'acide chlorhydrique bouillant le transforme en chlorure de chrome *vert* soluble, et en protochlorure de plomb blanc insoluble. Chauffé, il donne de l'oxyde de plomb, de l'oxyde de chrome, et du gaz oxygène : ce qui l'a fait employer dans l'analyse des substances organiques. On l'obtient en décomposant l'acétate de plomb par le chromate de potasse. On l'emploie pour peindre sur la toile et sur la porcelaine; il fait la base des couleurs jaunes que l'on applique sur les caisses des voitures (*jaune de chrome*). On a coloré quelquefois avec lui les bonbons en jaune, ce qui est fâcheux, car il est vénéneux.

Chromate bibasique, $2PbO, CrO^3$. — Il est d'un très-beau rouge de cinabre, si on l'a obtenu en faisant fondre du chromate neutre jaune avec de l'azotate de potasse.

Empoisonnement par les sels de plomb. Les sels de plomb introduits dans l'estomac donnent lieu à un empoisonnement aigu caractérisé par des vomissements, des douleurs vives, de la fièvre, etc., ou bien à un empoisonnement d'une autre forme, semblable à celui que déterminent les *émanations saturnines*, c'est-à-dire aux maladies connues sous les noms de *colique des peintres,* d'*anesthésie,* de *paralysie* ou d'*encéphalopathie saturnines.* Dans l'un comme dans l'autre cas, il y a absorption d'un composé plombique, et les accidents provoqués sont le résultat de l'action de la partie de ce composé qui a été absorbée. Lorsqu'on recherchera le plomb dans le foie, dans les tissus du canal digestif, etc., il ne faudra pas oublier qu'il existe naturellement du plomb dans nos organes; ceux-là seuls qui ont été assez inhabiles pour ne pas le déceler en ont nié l'existence. Il importe donc d'opérer de manière que l'on ne puisse pas confondre le plomb que j'appellerai d'*empoisonnement,* de celui qui est *naturellement* contenu dans le corps de l'homme. Pour cela on fera bouillir pendant 20 ou 25 minutes, dans de l'eau acidulée par l'acide acétique, l'organe que l'on supposera contenir du plomb d'empoisonnement; une partie de ce plomb sera dissoute, tandis que l'acide faible dont je parle n'attaquera aucunement le plomb qui est naturellement contenu dans le même organe : pour extraire celui-ci, il faudrait réduire cet organe *en cendres.* La dissolution acétique, évaporée à siccité et carbonisée à l'aide de l'acide azotique, laissera un charbon, lequel, si on le fait bouillir dans l'acide azotique, donnera de l'azotate de plomb so-

luble, facilement reconnaissable (voy. p. 572 et ma *Médecine légale*, t. III, 4e édition).

Les sulfates de potasse, de soude, de magnésie ou de chaux, peuvent être avantageusement employés comme contre-poisons des sels de plomb, parce qu'ils décomposent ces sels et les transforment en sulfate de plomb insoluble, qui n'agirait comme un *léger* toxique qu'à la longue, et qui sera sans action nuisible, parce qu'il aura été promptement expulsé par les vomissements ou par les selles. M. Melsens a été conduit à admettre que l'*iodure de potassium* pouvait être employé avec succès dans les empoisonnements saturnins, parce qu'il transforme les composés de plomb insolubles en un composé soluble que la nature expulse avec l'urine. Sans me prononcer sur la valeur de cette médication, je dirai que, plusieurs années avant ce chimiste, j'avais formulé d'une manière générale qu'il fallait recourir à des diurétiques pour expulser du corps les poisons qui étaient retenus dans nos organes, après avoir été absorbés. M. Melsens n'aurait donc fait qu'appliquer le principe que j'avais posé.

L'iodure de potassium qu'il a proposé est-il préférable à un médicament diurétique composé d'eau de Seltz, d'azotate de potasse, et d'une petite quantité de vin blanc? Je ne le pense pas, quand je songe aux accidents que détermine l'iodure de potassium donné à forte dose, c'est-à-dire à la dose à laquelle il doit être administré pour avoir l'efficacité que lui suppose M. Melsens.

DU CUIVRE. Cu. Équivalent = 395,6.

Le cuivre existe, 1° à l'état natif en France, mais principalement en Sibérie, en Suède, en Angleterre, en Saxe, en Hongrie; 2° combiné avec l'oxygène; 3° avec certains corps simples, et notamment avec le soufre; 4° enfin à l'état de sel. On a trouvé de très-petites quantités de cuivre dans certains végétaux, comme le quinquina gris, la garance, le café, le froment, etc.; le *sang* et tous nos tissus en contiennent (voy. *Empoisonnement*, p. 590).

Le cuivre est un métal solide, d'une belle couleur rouge, d'une odeur et d'une saveur sensibles et désagréables; quoique brillant, malléable et ductile, il ne possède ces propriétés qu'à un degré inférieur à celui des métaux les plus précieux; il occupe le troisième rang pour la malléabilité, et le cinquième pour la ductilité; il est doué d'une grande force de ténacité, moindre cependant que celle du fer; un fil de cuivre de 2 millimètres de diamètre exige un poids de 140 kilogrammes pour se rompre; il est plus sonore que le fer et que tous les autres métaux; le

poids spécifique du cuivre fondu est de 8,780, et celui du cuivre étiré en fils, de 8,96.

Soumis à l'action du *calorique,* il fond à 788° c. environ, et se volatilise, à la chaleur blanche, en vapeurs qui donnent à la flamme une couleur verte; il n'est cependant pas très-volatil, puisque, d'après Berthier, en le chauffant pendant longtemps à la température d'un four à porcelaine, il ne perd qu'un ½ pour 100 de son poids; on peut l'obtenir cristallisé en octaèdres si on le refroidit lentement. Quand on le chauffe avec le contact de l'*air* ou du gaz *oxygène,* il passe à l'état de protoxyde rougeâtre, puis de bioxyde brun, sans qu'il se dégage de la lumière; des phénomènes analogues ont lieu à la température ordinaire, pourvu que les gaz soient humides : ainsi le gaz oxygène ternit sa surface et l'oxyde au bout d'un certain temps; l'air atmosphérique non-seulement le change en oxyde, mais le fait encore passer à l'état de carbonate verdâtre hydraté mêlé d'hydrate.

L'*hydrogène* peut se combiner par des moyens indirects avec le cuivre, et former une poudre d'un brun foncé, Cu^2H. Cet hydrure est hydraté et se décompose subitement, vers 60° c., en cuivre et en gaz hydrogène; il s'enflamme dans le chlore et dans le brome. On l'obtient en décomposant à une douce chaleur une dissolution concentrée de sulfate de cuivre par de l'acide hypophosphoreux (Wurtz, *Ann. de chim. et de phys.,* juin 1844).

On ne connaît pas de composé de *bore* et de cuivre. On forme un *carbure* de cuivre en faisant passer du gaz oléfiant sur du cuivre à une chaleur blanche (Marchand, voy. *Gaz oléfiant,* p. 249).

Le *phosphore* en vapeur peut se combiner directement avec lui et donner un phosphure d'un blanc grisâtre, brillant, fragile, très-dur, contenant 20 pour 100 de phosphore; si l'on fait passer de l'hydrogène à travers du phosphate neutre de cuivre à une température peu élevée, on obtient un phosphure, Cu^2Ph; enfin, en faisant arriver du phosphure d'hydrogène gazeux dans une dissolution de sulfate de cuivre, il se forme un phosphure noir, qui prend la couleur rouge du cuivre quand on le chauffe.

Lorsqu'on fond ensemble 3 parties de *soufre* et 8 de cuivre, il y a dégagement de calorique et de lumière, et formation d'une masse qui, étant chauffée une seconde fois avec un excès de soufre, constitue un *protosulfure,* Cu^2S, solide, d'un gris de plomb, ou jaunâtre, plus fusible que le cuivre. On obtient encore un bisulfure noir de cuivre, CuS, en décomposant un sel de bioxyde de cuivre par l'acide sulfhydrique. Il s'altère facilement et très-promptement à l'air, qui le transforme en sul-

fate de cuivre, en cédant de son oxygène au soufre et au métal; l'acide azotique moyennement concentré le change promptement en *sulfate* de cuivre bleu à l'aide d'une légère chaleur. Il existe en France, en Cornouailles, en Suède, en Saxe, en Sibérie, en Bohême, au Harz, en Hongrie, des sulfures que l'on désigne sous le nom de *pyrites* de cuivre; celles-ci contiennent toujours une plus ou moins grande quantité de sulfure de fer; on peut considérer la *pyrite* ordinaire comme composée d'un équivalent de sesquisulfure de fer et d'un de protosulfure de cuivre, $Fe^2 S^3, Cu^2 S$, avec une très-petite quantité d'acide silicique et de sesquioxyde de fer interposé; on l'emploie à l'extraction du cuivre du commerce et à la préparation du sulfate de cuivre (couperose bleue). On peut encore obtenir des sulfures de cuivre plus sulfurés en versant dans les sels de bioxyde de cuivre des polysulfures alcalins.

L'*iode* et le cuivre donnent un composé d'un blanc grisâtre insoluble dans l'eau, qui pourrait bien n'être qu'un mélange de protiodure et d'iode.

Chauffé avec du *chlore* gazeux, il l'absorbe, rougit et passe à l'état de *chlorure :* ce phénomène a même lieu à froid, et la combustion est des plus intenses si le cuivre est en feuilles minces. On connaît deux composés de ce genre. 1° Le *bichlorure,* $Cu\,Cl$, que l'on prépare en dissolvant le cuivre dans l'eau régale bouillante, et en évaporant la dissolution jusqu'à siccité, est solide, couleur d'écorce de cannelle, déliquescent, cristallisable en prismes verts allongés, $Cu\,Cl, 2HO$, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, d'une saveur fortement styptique; le *solutum* aqueux est bleu s'il contient beaucoup d'eau, et vert s'il est concentré. Chauffé à 200° c., il perd de l'eau et du chlore, et se trouve transformé en protochlorure.

On obtient le *protochlorure,* $Cu^2 Cl$, en traitant par l'acide chlorhydrique un équivalent de cuivre en limaille, et un équivalent de bioxyde de cuivre pulvérisé; le *solutum* est liquide, brun et opaque; mais au bout d'un jour ou deux, il devient incolore et transparent; cette coloration et cette opacité dépendent de la présence d'une certaine quantité de bioxyde de cuivre qui ne tarde pas à se déposer. Le *solutum* ainsi décoloré constitue le protochlorure dissous dans l'acide chlorhydrique; si on l'évapore à l'abri du contact de l'air, et qu'on le chauffe jusqu'à fusion, il est solide, fauve clair, tandis qu'il est blanc lorsqu'il est anhydre et très-divisé; quand il se produit lentement, on peut l'obtenir en petits tétraèdres incolores, parfaitement transparents; il est fusible à 400° c., volatil à la chaleur rouge, insoluble dans l'eau, altérable à l'air, qui le verdit et le change en bichlorure et en oxychlorure, $Cu\,O, Cu\,Cl$; il se

dissout dans l'acide chlorhydrique, et le *solutum* est incolore et décomposable par l'eau, qui le sépare sous forme d'une poudre blanche; l'ammoniaque le dissout sans se colorer, à moins qu'il n'ait le contact de l'air, car alors la liqueur bleuit; on se sert même avec avantage de ce changement de couleur pour constater la présence d'une très-petite quantité d'oxygène, dont il est très-avide; lavé à plusieurs reprises avec de l'eau, il est décomposé et changé en protoxyde de cuivre orangé et en acide chlorhydrique (Chenevix); il est décomposé par une dissolution de potasse, qui cède son oxygène au cuivre pour le transformer en protoxyde orangé, tandis que le chlore s'unit au potassium; il absorbe une grande quantité de gaz *oxyde de carbone* (voy. *Sels de protoxyde de cuivre*, p. 585).

Oxychlorure de cuivre (*sable vert du Pérou*), $CuCl, 3CuO, 4HO$. — Il existe aussi au Chili. Il est cristallisé en prismes droits rhomboédriques, ou pulvérulent, vert, insoluble dans l'eau, insipide. On l'obtient en versant dans un *solutum* de bichlorure de cuivre une quantité d'alcali insuffisante pour le décomposer complétement. On l'emploie en peinture sous le nom de *vert de Brunswick*. Il existe encore deux autres oxychlorures $= CuCl, 2CuO$ et $CuCl, 4CuO$.

Le cuivre présente, avec le *brome*, les mêmes phénomènes qu'avec le chlore, et donne deux *bromures* inusités.

L'*azote* se combine directement avec le cuivre à une température rouge (Despretz). En décomposant à 265° de l'oxyde de cuivre, CuO, par du gaz ammoniac sec, on obtient un azoture, Cu^6Az.

L'eau à froid est sans action sur le cuivre; à une forte chaleur blanche, la vapeur d'eau est décomposée, et il se dégage du gaz hydrogène.

Les acides *borique* et *carbonique* sont sans action sur le cuivre. L'acide *phosphorique* ne l'attaque qu'à la longue. L'acide *sulfurique* concentré est au contraire rapidement décomposé à la chaleur de l'ébullition; il y a dégagement de gaz acide sulfureux et formation de bioxyde de cuivre; celui-ci se combine ensuite avec l'acide non décomposé, et forme du sulfate de bioxyde de cuivre anhydre; il se produit en outre du sulfure de cuivre brun; suivant quelques chimistes, cette poudre ne serait que du sulfate de protoxyde de cuivre brun. A la température ordinaire, l'acide sulfurique concentré est *également décomposé* par le cuivre, mais seulement au bout d'un certain temps; il se forme du sulfate de cuivre anhydre en cristaux incolores et du sulfure de cuivre brun. M. Maumené, qui a étudié cette réaction quinze ans au moins après M. Barruel fils, dit qu'en continuant à chauffer l'acide et le cuivre, le produit final est composé non-seulement de sulfate de bioxyde de cuivre, mais encore

d'un corps formé d'équivalents égaux de bioxyde et de bisulfure de cuivre (*Journ. de pharm.*, mars 1847).

L'acide *azotique*, même étendu d'eau, l'attaque avec énergie à la température ordinaire, le décompose en partie, et le fait passer à l'état de bioxyde, qui se dissout dans la portion d'acide non décomposé; il se dégage du gaz bioxyde d'azote. L'acide *hypoazotique* agit aussi avec beaucoup de force sur le cuivre. L'acide *chlorhydrique* liquide n'exerce pas d'action sur lui à froid; bouillant et concentré, il n'agit guère mieux si le métal est à l'abri du contact de l'air. Les acides *fluorhydrique* et *arsénique* peuvent également se combiner avec lui après l'avoir oxydé.

Le cuivre peut s'allier avec plusieurs des métaux précédemment étudiés. — 1° *Alliage de zinc et de cuivre,* connu sous les noms de *laiton*, de *cuivre jaune*, de *similor*, d'*or de Manheim*, d'*alliage du prince Robert*, etc. Il est formé de zinc, de cuivre et de très-petites quantités de plomb et d'étain; ces deux derniers métaux rendent le laiton plus dur, plus roide et moins ductile; il suffit d'un demi-centième d'étain pour altérer sa ductilité. Le laiton sans plomb convient mieux pour les ouvrages au marteau, tandis que celui qui en renferme est plus propre aux travaux du tourneur. On explique la présence de l'étain parce qu'on fabrique le laiton avec de vieux cuivres qui ont souvent été étamés, et celle du plomb par la même cause (l'étamage se faisant toujours avec un alliage de plomb et d'étain), et par l'emploi du cuivre rosette, qui contient souvent du plomb.

Composition des laitons.

	Cuivre.	Zinc.	Plomb.	Étain.
Laiton des tourneurs de Stolberg.	64,8	32,8	2,5	0,4
— des doreurs.	61,45	32,44	2,86	0,25
— en fil.	64,2	33,1	0,8	0,0
— pour le travail au marteau.	70,	30,9	0,0	0,0
— des garnitures d'armes. . .	80,	17,	0,0	3,
— statuaire.	91,22	5,57	1,43	1,78
Chrysocale.	92,	6,		6,

Similor de 80 à 88 de cuivre, et de 20 à 12 de zinc.

Le cuivre blanc ou chinois est formé de 40,4 de cuivre, de 25,4 de zinc, de 2,6 de fer, et de 31,6 de nickel.

Le laiton est plus fusible que le cuivre; il se transforme en oxydes des métaux dont il est composé lorsqu'on le chauffe avec du gaz oxygène ou avec l'air; il produit même une belle flamme verte. On ne le trouve pas dans la nature; il est employé dans la préparation des chaudières,

des poêlons, d'un très-grand nombre d'instruments de physique, des épingles, des cordes d'instruments, etc.

2° *Alliage d'étain et de cuivre.* On le désigne sous le nom de *bronze* ou *métal de canons* lorsqu'il est formé de 11 parties d'étain et de 100 de cuivre; on l'appelle *métal de cloches* quand il est composé de 22 parties d'étain et de 78 de cuivre; mais il renferme souvent du plomb ou du zinc, qui sont bien moins coûteux que l'étain; on y trouve aussi un peu de bismuth et d'antimoine. L'alliage qui constitue les timbres des horloges contient un peu plus d'étain et un peu moins de cuivre : il porte le nom de *tam-tam,* d'alliage des cymbales, lorsqu'il entre dans sa composition environ 80 parties de cuivre et 20 parties d'étain; mais comme cet alliage est excessivement cassant, il faut le tremper en le chauffant jusqu'au rouge-cerise sombre, et en le plongeant dans l'eau froide; alors seulement il peut être aplati sous le marteau et ployé sans casser, jusqu'à ce que les deux côtés du morceau forment entre eux un angle de 130 à 140 degrés. Les miroirs des télescopes sont composés d'une partie d'étain et de 2 parties de cuivre. Le bronze monétaire contient, sur 100 parties, 86 environ de cuivre et 14 d'étain, ou même d'étain et de zinc. Les propriétés physiques de ces divers alliages varient un peu, suivant les proportions de leurs éléments; leurs propriétés chimiques seront facilement déduites de celles des métaux qui entrent dans leur composition. Le bronze est toujours plus dur et plus fusible que le cuivre; sa densité est supérieure à la densité moyenne des métaux dont il est formé; mélangé avec 1 centième de fer ou avec 3 centièmes de zinc, il devient plus dur et plus tenace, et doit être préféré pour la fabrication des objets de petite dimension.

Cuivre étamé. Il n'est autre chose que du cuivre dont la surface, préalablement décapée ou désoxydée au moyen du chlorhydrate d'ammoniaque (sel ammoniac), de la chaleur et du frottement, est recouverte d'une couche mince d'étain, ou d'un alliage d'étain et de plomb, ou d'un alliage d'étain et de fer; une partie de cette couche est combinée avec le cuivre, tandis qu'une autre partie est simplement superposée et en quelque sorte en excès. L'étamage fait avec l'*étain pur* est d'un blanc d'argent, mais devient jaunâtre dès qu'il s'oxyde; il donne du moiré métallique quand on le traite par l'acide acétique, tandis que cela n'a pas lieu si l'étain n'est allié même qu'avec $1/_{20}$ de plomb. La destruction de l'étamage pur est due à l'oxydation, à l'action des acides, au frottement et au récurage; les sels d'étain qui se forment pendant cette destruction ne se produisent pas en assez grande quantité pour offrir un danger réel. L'étamage fait avec un alliage de *plomb* et d'*étain* contient

ordinairement un tiers ou un quart de plomb; il est bleuâtre et nullement dangereux, parce que l'action galvanique qui résulte du contact des métaux suffit pour décomposer l'oxyde aussitôt qu'il se forme; il doit ère préféré au premier quand il s'agit de le faire pénétrer dans les replis des cannelures, au fond de vases étroits et longs, parce qu'il coule mieux. L'étamage fait avec 8 parties d'étain et une de *fer* est moins fusible, plus durable et plus adhérent que les autres. Dès l'année 1785, Poulain avait fait connaître cet étamage, dont il facilitait la fusion au moyen du borax et du verre; aujourd'hui on substitue avec avantage au fer du fer-blanc, parce qu'il s'allie mieux à l'étain. L'étamage de Poulain, dont celui de Biberel n'est qu'une imitation, et qui porte le nom d'étamage *polychrome*, résiste beaucoup plus au *récurage* que l'étamage ordinaire; quant aux agents chimiques, il en est qui l'attaquent plus facilement, tandis que d'autres agissent beaucoup moins que sur l'étamage ordinaire; en somme, il doit être préféré à ce dernier. Le *melchior*, *maillechort*, *argentan*, est un alliage de 50 parties de cuivre, de 25 de zinc et de 25 de nickel, contenant quelquefois du fer et de l'étain; il ressemble tellement à l'argent au second titre, c'est-à-dire à $^{800}/_{1000}$, que le préposé du bureau de garantie y a été trompé. On l'emploie soit à l'ornement, soit au service de table. Il est plus attaquable que l'argent au titre de 950 millièmes, par tous les réactifs et les substances culinaires.

Tous ces alliages devraient être rejetés des usages domestiques, car des vases dans lesquels on conserve des aliments pendant un jour ne tardentpas à se couvrir d'une certaine quantité d'un sel de cuivre. Il n'en est pas de même du cuivre bien étamé.

3° *Alliage de* 10 *parties de cuivre et d'une partie d'arsenic.* Cet alliage, loin d'être cassant, est légèrement ductile; il est plus fusible que le cuivre, et paraît être employé à faire des cuillers et des vases.

4° L'*alliage* formé de 25 parties d'antimoine et de 75 de cuivre est fragile, violet, susceptible d'être poli, et sans usages.

L'action de l'*ammoniaque* sur le cuivre métallique est remarquable. Que l'on place un peu de tournure de cuivre dans un flacon à l'émeri, que l'on remplit ensuite d'ammoniaque liquide et que l'on bouche pour éviter le contact de l'air, le liquide qui surnage le cuivre reste incolore et conserve sa transparence; mais si on débouche le flacon au bout de quelques heures, et qu'on transvase l'ammoniaque, on s'aperçoit qu'elle devient bleue par le contact de l'air: ce qui ne peut avoir lieu sans qu'il y ait du cuivre en dissolution.

Lorsque le cuivre contient un peu de potassium, il acquiert une densité très-considérable.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° sa dissolution dans l'acide azotique, avec lequel il forme un azotate facile à reconnaître (voy. *Sels de cuivre*).

Le cuivre est employé pour faire un très-grand nombre d'ustensiles, pour doubler les vaisseaux; il entre dans la composition de toutes les monnaies, qu'il rend plus dures; on s'en sert pour faire le laiton, le bronze, la couperose bleue; il n'est point vénéneux lorsqu'il est pur.

Extraction. On grille le sulfure de cuivre (pyrite) comme je l'ai dit en parlant de la préparation du soufre, et l'on obtient un mélange d'oxydes de cuivre et de fer, et de sulfure non décomposé. On le chauffe fortement avec du charbon, qui s'empare de l'oxygène; en sorte que le produit, auquel on donne le nom de *matte,* est formé de cuivre, de fer et de soufre. On le grille jusqu'à douze fois de suite, pour le débarrasser du soufre; les oxydes qui résultent du grillage sont fondus avec du charbon et de l'acide silicique; cette dernière substance facilite la fusion de l'oxyde de fer et empêche sa désoxydation; en sorte que l'on obtient: 1° du cuivre noir, qui renferme 0,90 de cuivre, un peu de soufre et de fer; 2° des scories formées d'acide silicique et d'oxyde de fer; 3° une nouvelle matte que l'on grille de nouveau. On affine le cuivre noir en le faisant fondre dans un fourneau dont le sol est recouvert d'une brasque de charbon et d'argile; le soufre et le fer se combinent avec l'oxygène de l'air, que l'on dirige sur la masse au moyen de soufflets, et le cuivre se trouve affiné au bout de deux heures; on le fait couler dans des bassins chauds, on l'arrose avec un peu d'eau, et on le retire sous forme de plaques qui constituent le cuivre *rosette,* ainsi nommé à cause des espèces de roses qui se forment par ce refroidissement brusque. Ce cuivre contient toujours du protoxyde de cuivre et presque toujours du plomb; un millième de ce dernier métal le rend cassant et impropre à la fabrication du fil.

Si la mine ne renferme pas beaucoup de sulfure, on la traite par l'eau après l'avoir grillée; par ce moyen, on dissout les sulfates de fer et de cuivre formés pendant le grillage; on met cette dissolution sur de la vieille ferraille, qui précipite tout le cuivre du sulfate (voy. p. 586): on désigne alors ce métal sous le nom de *cuivre de cémentation.*

On traite les mines d'*oxyde* et de *carbonate de cuivre* par le charbon, et l'on obtient du cuivre métallique. Pour avoir ce métal pur, il faut réduire le proto ou le bioxyde par le gaz hydrogène à une température inférieure au rouge.

DES OXYDES DE CUIVRE.

Protoxyde, Cu^2O. — On le trouve en Angleterre, en Sibérie, dans les environs de Cologne. Il est tantôt cristallisé, tantôt en masses ou en poudre. *Anhydre,* il est rougeâtre quand il a été fondu ; il peut se combiner avec l'oxygène, à l'aide de la chaleur, et se transformer en bioxyde ; il a beaucoup moins de tendance à s'unir avec les acides que ce dernier ; il se combine avec l'acide chlorhydrique, dans lequel il se dissout à merveille. L'acide azotique bouillant le change en bioxyde et donne de l'azotate de bioxyde. Il se dissout dans l'ammoniaque et fournit un liquide incolore qui passe au bleu aussitôt qu'il est en contact avec l'air. *Hydraté,* $4Cu^2O,HO$, il est jaune orangé.

Préparation. On fait fondre ensemble, à une douce chaleur, 100 parties de sulfate de cuivre et 57 parties de carbonate de soude cristallisé, et on chauffe jusqu'à ce que la masse soit solidifiée ; on la pulvérise et on y mêle exactement 25 parties de limaille de cuivre ; on l'entasse dans des creusets qu'on chauffe jusqu'au rouge blanc, en soutenant cette température pendant vingt minutes ; on pulvérise la matière refroidie et on la lave ; le résidu sera le protoxyde de cuivre, les eaux de lavage contiendront du sulfate de soude. Ce procédé fournit un produit très-beau et très-abondant. (Malagutti, *Ann. de chim. et de phys.,* octobre 1833.) Pour l'obtenir *hydraté,* on décompose par la potasse le protochlorure de cuivre.

Bioxyde, CuO.—Il existe très-souvent dans la nature combiné avec des acides. Il est d'une couleur bleue lorsqu'il est à l'état d'*hydrate,* CuO,HO ; mais si l'on sépare l'eau par la dessiccation, il devient *anhydre,* d'un brun noirâtre (1) ; il n'agit point sur le gaz oxygène ; mais il s'empare de l'acide carbonique de l'air et se transforme en carbonate de bioxyde vert insoluble dans l'eau (vert-de-gris naturel) ; il se dissout à merveille dans l'ammoniaque, à moins qu'il n'ait été calciné, et donne un liquide d'une couleur bleu de ciel ; la potasse et la soude en *excès* le dissolvent aussi, quand il a été desséché, à la température ordinaire, à l'air sec (Frémy, *Journ. de pharm.,* mars 1847, p. 171). Il est également soluble dans le chlore, avec lequel il forme un chlorure d'oxyde, d'après Grouvelle. Il peut être entièrement décomposé par le charbon, qui

---

(1) Ce bioxyde, hydraté ou sec, retient toujours une portion de l'alcali à l'aide duquel il a été précipité.

lui enlève son oxygène à une température élevée, et le métal est mis à nu; le gaz hydrogène le réduit bien au-dessous du rouge; il a la plus grande tendance à s'unir avec les acides; il se transforme, sous l'influence de la potasse chlorée, en une combinaison de potasse et d'un acide métallique nouveau, désigné par M. Frémy sous le nom d'acide *cuprique* (*Journ. de pharm.,* année 1842). Ses propriétés vénéneuses ont été mises hors de doute; on l'a employé autrefois en médecine, sous le nom d'*œs ustum,* pour guérir l'épilepsie; il est émétique et purgatif; mais il est généralement abandonné aujourd'hui. On s'en sert pour colorer le verre en vert et pour analyser les matières organiques. On l'obtient en calcinant jusqu'au rouge, dans une capsule de platine, de l'azotate de bioxyde de cuivre pur, ou en chauffant le cuivre divisé au contact de l'air.

Peroxyde $= CuO^2$. — M. Thénard l'a obtenu en arrosant d'eau oxygénée l'hydrate de bioxyde. Il est d'un brun jaune, très-peu stable, et sans usages.

Acide cuprique. — On ne l'a pas encore isolé. Frémy a préparé du *cuprate* de potasse en chauffant au rouge du cuivre, de la potasse et de l'azotate de potasse. Ce sel est peu stable. On ne connaît pas la composition de l'acide cuprique.

Oxyde de cuivre intermédiaire $= 2Cu^2O, CuO$.—MM. Favre et Maumené l'ont obtenu en calcinant au rouge le bioxyde de cuivre; celui-ci perd 8 pour 100 de son poids par la calcination.

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE DE CUIVRE.

Ces sels sont peu stables et peu connus. Ils sont incolores ou légèrement jaunâtres. Ils se changent en sels de bioxyde au contact de l'oxygène ou de l'air, et ils déposent du cuivre. Les alcalis et les carbonates alcalins les précipitent en jaune orangé; le protoxyde précipité se dissout dans l'ammoniaque et donne un sel double qui bleuit à l'air. L'acide azotique et le chlore les changent en sels de bioxyde. L'acide sulfhydrique les précipite en brun, et le cyanure jaune de potassium et de fer en blanc, qui passe rapidement au rouge brun par le contact de l'air. Le fer et le zinc en précipitent du cuivre. On connaît un *sulfite* de protoxyde insoluble $= Cu^2O, SO^2$, et un acétate de protoxyde blanc, volatil; quelques chimistes admettent aussi un sulfate de protoxyde $= Cu^2O, SO^3$. Le protochlorure de cuivre simple ou dissous dans l'ammoniaque, ainsi que les sels de protoxyde de cuivre dissous dans cet alcali, absorbent rapidement une quantité considérable de gaz *oxyde de carbone,* sans que la température s'élève notablement; cette absorption se fait en propor-

tions définies; l'ébullition et un vide complet chassent le gaz. Ici l'oxyde de carbone semble fonctionner comme un radical composé, comparable, à certains égards, au cyanogène. (Leblanc, séance de l'Institut du 22 avril 1850.)

DES SELS FORMÉS PAR LE BIOXYDE DE CUIVRE.

La couleur de ces sels est bleue ou verte; ils sont presque tous solubles dans l'eau ou dans une eau acidulée. Leurs dissolutions sont décomposées et précipitées en bleu par la potasse, la soude ou l'ammoniaque; le bioxyde de cuivre précipité se dissout dans un excès d'ammoniaque et donne un liquide bleu foncé; si, au lieu de le traiter par un excès d'ammoniaque, on le met en contact, lorsqu'il est encore à l'état d'hydrate gélatineux, avec de la potasse caustique solide, il devient brun noirâtre, parce qu'il cède l'eau qu'il contient à l'alcali. Ces dissolutions sont précipitées en brun foncé par l'acide sulfhydrique et par les sulfures solubles (le dépôt est du sulfure de cuivre), en cramoisi ou en brun-marron par le cyanure jaune de potassium et de fer, en vert-pré par l'*arsénite de potasse :* le précipité vert, composé d'acide arsénieux et de bioxyde de cuivre, devient d'un vert plus foncé par l'addition d'une certaine quantité de potasse.

Une lame de *fer* plongée dans une de ces dissolutions en précipite le cuivre à l'état métallique, en vertu de l'action galvanique qui a lieu entre le fer et le cuivre (voy. *Généralités sur les sels*). Pour reconnaître que le métal déposé en très-petite quantité sur le fer est du cuivre, on trempe la lame dans une dissolution de sel ammoniac, et on l'expose à la flamme d'une lampe à l'alcool, qui prend alors une belle couleur verte.

Carbonate vert (*malachite*), CuO, CO^2, CuO, HO. — On le trouve en Sibérie, etc.; il accompagne presque toutes les mines de cuivre; il est tantôt sous forme de masses mamelonnées, tantôt sous forme de fibres ou de houppes soyeuses, d'un vert-pomme ou émeraude. Celui que l'on prépare dans les laboratoires, en précipitant à froid un sel de cuivre par un carbonate alcalin soluble, est bleu, et ne tarde pas à passer au vert; il est alors formé de $2CuO, CO^2, HO$. Il est pulvérulent et d'une couleur vert-pomme très-belle; l'un et l'autre sont insolubles dans l'eau, et se décomposent, par la chaleur, en gaz acide carbonique et en bioxyde brun. On emploie le carbonate naturel, qui est susceptible de prendre un très-beau poli, pour faire des tables et plusieurs autres meubles qui sont d'un très-grand prix.

Carbonate bleu (*cuivre azuré, azur de cuivre, bleu de montagne*), $2CuO, CO^2, CuO, HO$. — On le trouve, en très-petite quantité à la vérité, dans toutes les mines de cuivre; il colore les pierres d'Arménie, plusieurs terres qui portent le nom de *cendres bleues*, et les os fossiles appelés *turquoises*; quelquefois cependant celles-ci sont colorées par de la malachite. Celui que l'on prépare en Angleterre par un procédé qui est tenu secret, et que l'on débite sous le nom de *cendres bleues*, offre la même composition; il est probable qu'on l'obtient en décomposant l'azotate de cuivre par du sesqui ou du bicarbonate de soude. On emploie ces cendres bleues dans la fabrication des papiers peints.

Carbonate anhydre, CuO, CO^2. — Il suffit de faire bouillir pendant quelques instants avec de l'eau les carbonates de cuivre, vert ou bleu, pour leur faire perdre l'eau qu'ils renferment, et les transformer en carbonate de cuivre *brun anhydre mêlé d'oxyde de cuivre anhydre*; si on prolongeait l'ébullition, tout l'acide carbonique serait chassé, et il ne resterait que du *bioxyde de cuivre*. Ce carbonate existe dans la nanature sans mélange de bioxyde; on n'a pas encore pu l'obtenir neutre dans les laboratoires.

Sulfate, $CuO, SO^3, 5HO$ (*vitriol bleu, couperose bleue, vitriol de Chypre*). — On le trouve dans certaines eaux voisines des mines de sulfure de cuivre. Il cristallise en parallélipipèdes obliques, d'un bleu foncé, transparents, doués d'une saveur acide et styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol; il s'effleurit à l'air, et se recouvre d'une poussière blanchâtre en perdant 2 équivalents d'eau; 100 p. d'eau à 0° dissolvent 18,20 de sel anhydre et 31,61 de sel cristallisé; tandis qu'à 100° elles dissolvent 75,35 du premier et 203,32 du second. Lorsqu'on le chauffe, il fond dans son eau de cristallisation; mais celle-ci ne tarde pas à s'évaporer, et alors il devient *anhydre*, CuO, SO^3, opaque et blanc; chauffé plus fortement, il se décompose et donne du bioxyde brun, de l'acide sulfureux et de l'oxygène. Dissous dans l'eau, il absorbe complétement le phosphure d'hydrogène gazeux pur, sans agir sur l'hydrogène qui peut se trouver dans ce gaz. L'ammoniaque forme, avec la dissolution de sulfate de cuivre, un sel double, d'une belle couleur bleue, susceptible de cristalliser, et qui a alors pour formule $CuO, SO^3, 2H^3Az, HO$. Le chlorhydrate d'ammoniaque le décompose en partie, et il se produit deux sels, du sulfate ammoniaco-cuivreux et du chlorhydrate des mêmes bases; le premier est moins soluble et cristallise d'abord. On emploie le sulfate de suivre dans la galvanoplastie et pour faire le vert de Scheele, les cendres bleues, ainsi que l'encre, pour chauler le blé, et pour teindre en noir sur soie et

sur laine. On en fait usage, ainsi que du sulfate de cuivre ammoniacal, dans l'épilepsie, la danse de Saint-Guy, les névroses abdominales, l'hydropisie, les fièvres intermittentes, etc.; ces sels ont été quelquefois utiles : on commence par en donner 1 ou 2 centigrammes avec de la mie de pain, du sucre et de l'eau, sous forme de pilules, ou bien dissous dans une assez grande quantité de véhicule. Le sulfate de cuivre a été administré quelquefois comme émétique dans l'empoisonnement par l'opium; je ne crois pas que le succès que l'on en a obtenu une fois autorise à l'employer de nouveau à la même dose, car il est extrêmement vénéneux, même lorsqu'il est expulsé en grande partie par le vomissement. A l'extérieur, on s'en sert pour cautériser les ulcères fongueux, les chancres vénériens, les aphthes. On l'emploie aussi comme styptique dans les hémorrhagies traumatiques, et comme stimulant dans la blennorrhagie, la leucorrhée, les ophthalmies chroniques, etc.

Préparation. On peut l'obtenir en faisant bouillir le métal et l'acide concentré; mais on suit rarement ce procédé. Ordinairement on commence par préparer du sulfure de cuivre en faisant rougir dans un fourneau des lames de cuivre préalablement mouillées et saupoudrées de soufre, en les plongeant dans l'eau froide, et en les remettant dans le four avec une nouvelle quantité de soufre : le sulfure obtenu absorbe l'oxygène de l'air et passe à l'état de sulfate de bioxyde, soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser par l'évaporation. Tel est le procédé suivi en France. Il n'en est pas de même à Marienberg, où la mine exploitée contient de l'oxyde d'étain, du sulfure de cuivre, et du sulfure de fer : en effet, on grille la mine pour la transformer en sulfate de cuivre et en sulfate de fer solubles; on traite le produit par l'eau, et l'on obtient ces deux sels cristallisés; on les fait dissoudre de nouveau, et on mêle le *solutum* avec un excès de bioxyde de cuivre, qui ne tarde pas à précipiter l'oxyde de fer. Quelquefois aussi on retire par l'évaporation le sulfate de bioxyde de cuivre, qui se trouve naturellement dissous dans les eaux.

Sulfates basiques.—Il en existe trois : $3\,CuO,SO^3$; $4\,CuO,SO^3$; $5\,CuO,SO^3$. Ils sont inusités.

Azotate, $CuO,AzO^5,3\,HO$ ou $6\,HO$. — Il cristallise en parallépipèdes allongés, d'un bleu foncé, doués d'une saveur âcre, métallique, déliquescents, fusibles dans leur eau de cristallisation. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme d'abord en sous-azotate vert, lamelleux, $4\,CuO, AzO^5,3\,HO$, qui se décompose et fournit du bioxyde si on continue à le chauffer. L'azotate de cuivre est plus soluble dans l'eau que le sulfate : en effet, il suffit de verser de l'acide sulfurique à 66 degrés dans une dis-

solution concentrée de cet azotate pour produire du sulfate de cuivre, qui se dépose en partie sous forme de cristaux; le zinc décompose également cette dissolution, et en précipite du cuivre et de l'oxyde de cuivre, ce qui prouve qu'une partie de l'acide azotique a été décomposée (Vauquelin). On l'emploie pour préparer les *cendres bleues* et le bioxyde de cuivre.

Préparation. 4e procédé (voy. p. 317).

Cendres bleues. — Il existe des cendres bleues d'Angleterre (voy. *Carbonate bleu*, p. 587) et de *fausses* cendres bleues; celles-ci sont formées, d'après Pelletier, de bioxyde de cuivre, d'eau et de chaux. Pour les obtenir, on mêle de la chaux pulvérisée avec un excès de dissolution faible d'azotate de bioxyde de cuivre, afin d'obtenir de l'azotate de chaux soluble et du sous-azotate de cuivre insoluble, d'une couleur verte; on lave le précipité à plusieurs reprises, on le laisse égoutter sur un linge, on le triture avec 7,8 ou 10 centièmes de son poids de chaux, et on le fait sécher : le produit constitue les *cendres bleues* (Pelletier). Il est évident qu'en ajoutant de la chaux au sous-azotate on met à nu l'hydrate de bioxyde de cuivre, et que l'on forme en même temps de l'azotate de chaux. On peut aussi préparer cette matière avec du sulfate de cuivre et de la potasse; toutefois, dans ce cas, sa couleur n'est pas très-vive. On emploie les cendres bleues pour colorer les papiers en bleu; mais cette couleur a l'inconvénient de verdir à l'air, à mesure que le bioxyde de cuivre absorbe l'acide carbonique et se transforme en carbonate. Les cendres bleues d'Angleterre sont infiniment supérieures.

Arsénite, $2CuO^2,AsO^3$.— L'arsénite de cuivre, ou *vert de Scheele,* est d'une belle couleur vert-pomme; soumis à l'action de la chaleur et d'un corps désoxygénant, comme du charbon ou une matière organique, il est décomposé et répand une odeur alliacée; mis dans l'appareil dit de Marsh, il fournit des taches arsenicales; chauffé avec de la potasse à l'alcool, il donne de l'*arséniate* de potasse soluble et du *protoxyde* de cuivre; d'où il suit que le bioxyde de cuivre a cédé de l'oxygène à l'acide arsénieux. Il est insoluble dans l'eau et très-vénéneux. On l'emploie beaucoup dans l'industrie des papiers peints. On le prépare en décomposant de l'arsénite de potasse obtenu avec 3 kil. de carbonate de potasse, 1 kil. d'acide arsénieux, et 14 litres d'eau, par une dissolution bouillante de 3 kil. de sulfate de cuivre dans 40 litres d'eau; on agite continuellement pendant la précipitation. On obtient le *vert de Scheinfurt,* $CuO,H^3C^4O^3$, $2CuO,AsO^3$, en faisant réagir de l'acide arsénieux sur le vert-de-gris (acétate de cuivre bibasique). L'emploi de l'arsénite de cuivre comme matière colorante doit être éloigné avec soin de toute substance alimentaire, afin d'éviter les dangers qui pourraient en résulter.

Empoisonnement par les composés de cuivre. — L'existence du cuivre dans le foie, la rate, le canal digestif, les muscles et les autres tissus de l'économie animale, est un fait incontesté par tous les hommes de bonne foi qui savent expérimenter; ceux qui se sont obstinés à la nier accordent déjà aujourd'hui qu'elle est réelle *dans beaucoup de cas ;* encore un pas, et ils reconnaîtront que j'ai eu raison de soutenir avec énergie que le fait est constant. On démontre cette assertion en carbonisant un foie, un canal digestif, dans une capsule de platine ou de porcelaine chauffée à la lampe de Berzelius, afin d'éviter qu'on ne dise que le cuivre que l'on retirera plus tard provient des cendres du foyer; on incinère en vases clos le charbon obtenu, en plaçant celui-ci dans un tube de porcelaine que l'on maintient au rouge pendant plusieurs heures, et en le faisant traverser constamment par un courant d'air. A la fin de l'expérience, *on voit un composé de cuivre bleu,* et il suffit de traiter la cendre charbonneuse par une petite quantité d'eau régale étendue d'eau, pour avoir une dissolution de cuivre.

Le cuivre *naturellement* contenu dans le corps de l'homme deviendrait un obstacle dans les recherches médico-légales, si l'on ne suivait pas le procédé que j'ai proposé et qui est le même que celui que j'ai décrit en parlant du plomb (voy. p. 575); il faut absolument traiter les organes cuivreux par de l'eau distillée, et mieux encore par de l'eau aiguisée d'acide acétique.

Dans le traitement de l'empoisonnement, on doit donner aux malades de l'eau *albumineuse* tiède, qui fait vomir et qui se combine avec le sel, et ne pas recourir au fer métallique, comme le conseillent Edwards et Pelouze. Que peut-on espérer du fer, qui, dans aucun cas, ne pourra être administré assez tôt pour empêcher l'absorption et un empoisonnement grave? (Voy. ma *Médecine légale,* t. III, et ma *Toxicologie,* t. Ier.)

DES MÉTAUX DE LA CINQUIÈME CLASSE.

Ces métaux, au nombre de quatre, l'osmium, le rhodium, l'iridium et le ruthénium, absorbent l'oxygène à une température élevée, et leurs oxydes ne sont pas réductibles par le feu. Ils ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud.

DE L'OSMIUM. Os. Équivalent = 1244,2.

L'osmium, découvert en 1803 par Tennant, n'a été trouvé jusqu'à présent que dans la mine de platine. Il est solide, d'une couleur qui paraît

bleue ou noire, moins brillant que le platine, facile à pulvériser par la percussion, quoiqu'il soit assez malléable pour pouvoir être réduit en lames; son poids spécifique est de 10. Il est infusible et fixe à la température du feu de forge. Si on le chauffe à 100° au contact de l'*air,* il prend feu et passe à l'état d'acide osmique, qui se sublime en très-beaux cristaux blancs, brillants, doués d'une odeur de raifort; s'il est dans un grand état de division, il s'enflamme et brûle en s'entretenant lui-même à la chaleur rouge; il cesse de s'oxyder quand on l'ôte du feu. L'*air,* à froid, lui cède de l'oxygène s'il est récemment réduit par la voie humide, et le transforme en acide osmique.

Le *phosphore* et le *soufre* s'unissent très-bien avec l'osmium. Le *chlore* donne naissance à deux chlorures quand on le chauffe avec lui. Le *protochlorure,* $Os Cl$, est d'un beau vert, soluble dans l'eau, qui le décompose en acides chlorhydrique et osmique, et en osmium métallique. Le *bichlorure,* $Os Cl^2$, plus volatil que le précédent, est orangé, très-fusible et déliquescent.

L'*iode* ne paraît pas pouvoir se combiner directement avec ce métal. Il forme, avec l'*or* et l'*argent,* des alliages ductiles. Il se dissout, à l'aide d'une douce chaleur, dans l'acide *azotique* et dans l'*eau régale,* à moins qu'il n'ait été fortement calciné. A la chaleur rouge, les alcalis l'attaquent, et il se produit un osmiate alcalin.

Un excellent caractère pour reconnaître la présence de l'osmium consiste à placer un peu de ce métal sur le bord d'une feuille de platine, et à porter celle-ci dans la flamme de l'alcool, de manière à chauffer l'osmium : la partie de la flamme qui s'élève le long de la feuille devient brillante près de l'osmium, comme si elle provenait du gaz oléfiant.

Extraction (voy. *Platine*).

DES OXYDES D'OSMIUM.

L'*osmium,* en se combinant avec l'oxygène, donne naissance à cinq oxydes différents.

Protoxyde.—Il est d'un vert très-foncé et soluble dans les principaux acides, avec lesquels il forme des sels verts; il est réductible par l'hydrogène. On l'obtient en décomposant, par la potasse, le protochlorure d'osmium et de potassium.

Sesquioxyde, Os^2O^3. — Il n'a pas été isolé. Lorsqu'on maintient pendant quelques heures, à une température de 50°, un mélange d'acide osmique et d'ammoniaque, il se dégage de l'azote et il se précipite un corps

noir qui forme avec les acides des sels jaunes incristallisables, et dans lequel existe le sesquioxyde.

Bioxyde, OsO^2. — Il est noir, réductible par l'hydrogène, soluble dans les acides quand il est à l'état naissant. On l'obtient en décomposant, par la potasse à chaud, un composé, Os Cl, KCl, préparé lui-même en faisant passer du chlore sur un mélange d'osmium divisé et de chlorure de potassium à une légère chaleur.

Acide osmique, OsO^4. — On le prépare soit directement, en chauffant l'osmium au rouge avec le contact de l'air ou de l'oxygène, soit en soumettant à l'action de l'acide azotique bouillant de l'osmium métallique ou l'un de ses minerais. Il est cristallisé en prismes blancs flexibles, d'une odeur de raifort pénétrante comme celle du chlore; il est très-volatil, et sa vapeur est très-irritante. Il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; il noircit sur-le-champ lorsqu'il est mis en contact avec des matières organiques; il est également réduit par le fer, le zinc et l'étain. Il ne rougit pas le tournesol, ne décompose pas les carbonates, et donne avec les alcalis des sels solubles bruns, s'ils sont avec excès de base et peu stables.

Acide osmieux, OsO^3. — Il n'a pas été isolé; quand on cherche à le séparer d'un osmite, il se décompose en acide osmique et en bioxyde d'osmium. L'osmite de potasse, KO, OsO^3, 2HO, est rose, soluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et en octaèdres volumineux. L'osmite de soude est rose et moins facile à faire cristalliser. L'ammoniaque ne se combine pas avec l'acide osmieux. Les autres osmites sont insolubles (Frémy).

DES SELS DE BIOXYDE D'OSMIUM.

Le *bioxyde* d'osmium forme avec les acides des sels incolores, qui précipitent, au bout de quelque temps, en noir par la potasse, en brun par le carbonate de potasse, l'ammoniaque, l'acide sulfhydrique et les sulfures, le protochlorure d'étain et le zinc. Le chlorhydrate d'ammoniaque les précipite en rouge, et le cyanure jaune de potassium et de fer ne les trouble pas.

DU RHODIUM. Rh. Équivalent = 652,1.

Le rhodium n'a été trouvé jusqu'à présent que dans la mine de platine et uni à l'or. Il a une couleur blanche, peu différente de celle du palladium; il est très-dur, fragile, et plus difficile à fondre qu'aucun autre métal après l'iridium; son poids spécifique paraît être de 10,6 en-

viron. Il s'oxyde lorsqu'on le fait rougir avec le contact de l'air, pourvu qu'il soit très-divisé et tel qu'on l'obtient par la réduction des sels rouges de rhodium, au moyen de l'hydrogène (Berzelius, *Annales de chimie*, janvier 1829, voy. p. 594).

Le *soufre* et le *chlore* s'unissent très-bien avec lui et donnent plusieurs composés diversement colorés. Le *protochlorure*, Rh Cl, est pulvérulent, rougeâtre, insoluble. Le *sesquichlorure*, $Rh^2 Cl^3$, est incristallisable, soluble dans l'eau, avec laquelle il donne des dissolutions brunes.

Le *rhodium* est insoluble dans les acides, sans en excepter l'*eau régale*: or, comme celui qui se trouve dans la mine de platine est dissous par l'eau régale, il faut admettre que sa dissolution est due à ce qu'il est allié à d'autres métaux (Vauquelin). Il peut s'unir avec un très-grand nombre de substances métalliques et avec l'acier; lorsqu'il est allié à trois parties de bismuth, de cuivre ou de plomb, il se dissout très-bien dans l'eau régale. Calciné avec l'hydrate de protoxyde de potassium ou de sodium, il se transforme en sesquioxyde qui s'unit à l'alcali. Il n'a point d'usages.

Extraction (voy. *Platine*).

DES OXYDES DE RHODIUM.

Protoxyde, Rh O. —Il est à peine connu; on le forme quand on chauffe du rhodium très-divisé au contact de l'air.

Sesquioxyde, $Rh^2 O^3$. — Il est noir et se combine avec les acides pour former des sels. On l'obtient en calcinant jusqu'au rouge du rhodium finement pulvérisé avec de la potasse caustique et un peu d'azotate de potasse; on traite par l'eau, puis par un peu d'acide sulfurique faible, qui dissout l'excès de potasse et laisse le sesquioxyde.

On admet aussi d'autres oxydes de rhodium intermédiaires, tels que 3RhO, $Rh^2 O^3$; 2RhO, $Rh^2 O^3$; RhO, $Rh^2 O^3$.

DES SELS DE SESQUIOXYDE DE RHODIUM.

Ils sont rouges, jaunes ou bruns, quand ils sont concentrés, et roses s'ils sont étendus. Le cyanure jaune de potassium et de fer, et l'acide sulfureux, ne les troublent point. La potasse caustique en précipite le sesquioxyde hydraté, au bout d'un certain temps, à la température de l'ébullition. L'ammoniaque y fait naître à la longue un précipité jaune, composé de sesquioxyde et d'ammoniaque. L'acide sulfhydrique en précipite du sulfure noir, à chaud. Le zinc et le fer en séparent le rhodium

sous forme d'une poudre noire. L'hydrogène, sous l'influence de la lumière solaire, en précipite le rhodium. Le protochlorure d'étain et l'iodure de potassium colorent en rouge les sels roses.

DE L'IRIDIUM. Ir. Équivalent. = 1233,2.

L'iridium, découvert en 1803, par Descostils, n'existe que dans la mine de platine. Il est gris, métallique, et semblable au platine en éponge obtenu du chlorhydrate ammoniacal de platine; il est demi-ductile, fort dur, et d'un poids spécifique de 15,683; il est tellement difficile à fondre, que jusqu'à présent il n'a été fondu qu'en l'exposant à la décharge de la grande batterie électrique de Children : sous cet état, il était blanc, très-brillant, un peu poreux, et d'une densité de 18,68. Il se combine avec l'*oxygène* de l'air quand il est chauffé avec un alcali, avec l'azotate ou le bisulfate de potasse. A l'aide de la chaleur, s'il est très-divisé, il s'unit au *soufre* en vapeur; on obtient des *sulfures* définis en faisant passer du gaz acide sulfhydrique dans ses divers chlorures. Lorsqu'on chauffe au rouge sombre de l'iridium très-divisé avec du *chlore,* on forme le *protochlorure,* Ir Cl, d'un vert foncé; ce corps ne serait-il pas un mélange de sesquichlorure et d'iridium? Le *sesquichlorure,* $Ir^2 Cl^3$, est noir, incristallisable et déliquescent; il est le résultat de l'action de l'acide chlorhydrique sur le sesquioxyde. Le *bichlorure,* $Ir Cl^2$, est soluble dans l'eau, qu'il colore en jaune rouge. Il forme avec les autres chlorures des composés bien définis. On l'obtient en chauffant de l'iridium très-divisé ou l'un de ses oxydes avec de l'eau régale. — *Perchlorure,* $Ir Cl^3$. Il est brun presque noir et déliquescent; on le prépare en chauffant à 40° un des oxydes d'iridium avec de l'eau régale très-concentrée.

L'iridium, quand il est agrégé, n'est attaqué ni par l'acide azotique ni par l'eau régale; cette dernière le dissout, s'il est allié au platine ou à d'autres métaux.

Extraction (voy. *Platine*).

DES OXYDES D'IRIDIUM.

Protoxyde, Ir O. — Il est gris verdâtre, soluble dans les acides, qu'il colore en vert, indécomposable par la chaleur. On l'obtient en décomposant par un carbonate alcalin le protochlorure double d'iridium et de potassium.

Sesquioxyde, $Ir^2 O^3$. — Il est noir, insoluble dans les acides, soluble

dans les alcalis, qu'il colore en brun ; il est ramené par la chaleur à l'état de protoxyde. On le prépare en attaquant l'iridium par les alcalis ou par les azotates alcalins.

Bioxyde, IrO^2. — Il est bleu d'indigo foncé. On l'obtient en saturant par un acide la dissolution de sesquioxyde dans la potasse ; au bout de quelque temps, le sesquioxyde se trouve transformé en bioxyde, en absorbant l'oxygène de l'air.

Trioxyde, IrO^3. — Il est jaune verdâtre. On le prépare en précipitant le perchlorure par la potasse, mais il retient toujours de l'alcali.

DES SELS D'IRIDIUM.

Les *sels de protoxyde* sont d'un vert foncé ou d'un brun verdâtre ; ils sont incristallisables.

Les *sels de sesquioxyde* sont d'un rouge de sang, et donnent par les alcalis un précipité de même couleur.

Les sels de *bioxyde* sont noirs, à l'état cristallin, et rouges s'ils sont finement pulvérisés. Leurs dissolutions aqueuses, très-étendues, sont jaunes ; concentrées, elles sont d'un rouge foncé. La potasse et l'ammoniaque en excès les décolorent et ne produisent qu'un faible précipité noir ; à l'air, les dissolutions devienent bleues ; l'acide sulfhydrique les décolore et forme ensuite un précipité brun. Elles sont également décolorées par le cyanure jaune de potassium et de fer. Les sels ammoniacaux y font naître un précipité brun très-foncé, soluble dans l'acide sulfureux. Le zinc précipite l'iridium sous forme d'une poudre noire.

DU RUTHÉNIUM. Ru. Équivalent = 646.

Ce métal, découvert récemment par Clauss, fait partie de l'osmiure d'iridium trouvé dans les sables platinifères. Il est gris et ressemble beaucoup à l'iridium ; sa densité est de 8 ; il est cassant, infusible, et ne peut pas s'agréger à la chaleur rouge. Il absorbe l'*oxygène* à cette température, et donne un oxyde irréductible par le feu. A une chaleur rouge, le *chlore* forme avec lui un protochlorure, $RuCl$, noir, cristallin, insoluble dans l'eau et dans les acides. Le *sesquichlorure*, Ru^2Cl^3, *anhydre* est d'un vert bleuâtre, déliquescent, et soluble dans l'alcool ; on l'obtient en dissolvant l'hydrate, $Ru^2O^3, 3HO$, dans l'acide chlorhydrique, et en calcinant pour le déshydrater.— *Bichlorure,* $RuCl^2$. Il n'existe pas à l'état de liberté, mais il forme un sel double avec le chlorure de potassium.

Le ruthénium est à peine attaqué par l'eau régale.

Extraction. On décompose le sesquioxyde par l'hydrogène à une chaleur rouge.

DES OXYDES DE RUTHÉNIUM.

Protoxyde, Ru O. — Il est gris foncé, d'un éclat métallique, insoluble dans les acides. On l'obtient en chauffant le protochlorure de ruthénium avec du carbonate de soude dans un courant d'acide carbonique, et en lavant le produit avec de l'eau.

Sesquioxyde, Ru^2O^3. — Il est brun noirâtre, velouté, insoluble dans l'eau et dans les alcalis, soluble dans les acides, qu'il colore en jaune. On le prépare en soumettant à l'action du chlore humide dans un tube de porcelaine et à une chaleur rouge l'*osmiure d'iridium* mêlé avec la moitié de son poids de chlorure de sodium ; on traite par l'eau la masse refroidie, et l'on obtient une dissolution d'un rouge-brun que l'on chauffe à 50° environ avec quelques gouttes d'ammoniaque ; il se précipite du *sesquioxyde* de ruthénium, mêlé d'oxyde d'osmium ; on fait bouillir ce précipité avec de l'acide azotique, qui transforme l'oxyde d'osmium en acide *osmique* volatil : le résidu est ensuite calciné pendant une heure dans un creuset d'argent avec de la potasse et de l'azotate de potasse ; on traite par l'eau distillée non aérée ; après plusieurs heures de repos dans un flacon fermé, on sépare la liqueur orange qui surnage le précipité, et on la neutralise par l'acide azotique ; il se dépose aussitôt du sesquioxyde de ruthénium.

Bioxyde, $Ru O^2$.—Il est bleu verdâtre, d'un aspect métallique. On l'obtient en faisant bouillir du sesquisulfure de ruthénium avec de l'acide azotique ; on décompose, par la potasse, le sulfate de bioxyde de ruthénium jaune qui s'est formé.

Acide ruthénique, $Ru O^3$. — Il est très-facilement décomposable en bioxyde et en ruthénium. Il donne avec la potasse un ruthéniate jaune, décomposable par les acides. Il est le résultat de la calcination d'un des oxydes précédents avec de l'azotate de potasse.

DES SELS DE SESQUIOXYDE DE RUTHÉNIUM.

Les alcalis en précipitent du sesquioxyde brun noirâtre, insoluble dans un excès du réactif. L'acide sulfhydrique les précipite en brun, et la liqueur devient bleue. Le formiate et l'oxalate de soude les décolorent sans les réduire.

DES MÉTAUX DE LA SIXIÈME CLASSE.

Ces métaux, au nombre de deux, le mercure et l'argent, absorbent l'oxygène à une température *déterminée ;* leurs oxydes, chauffés plus fortement, se réduisent en oxygène et en métal. Ils ne décomposent l'eau ni à chaud ni à froid.

DU MERCURE (VIF-ARGENT). Hg. Équivalent = 1250.

On trouve le mercure : 1° à l'état natif, pur ou amalgamé avec de l'argent, dans presque toutes les mines de mercure, mais principalement dans celles de sulfure ; 2° combiné avec des corps simples, tels que le soufre, l'argent, le chlore, le sélénium, etc.

Le mercure est un métal liquide, brillant, d'un blanc tirant légèrement sur le bleu, inodore, insipide ; son poids spécifique est de 13,596 à 0°.

Si, après l'avoir introduit dans une cornue de grès ou de fonte dont le col est entouré d'un nouet de linge qui plonge dans l'eau, on le chauffe graduellement, il entre en ébullition à la température de 350° du thermomètre à air, se volatilise, et vient se condenser dans le récipient. Il se vaporise même à la température de 15°,5 à 26°,7 centigrades, comme l'a prouvé M. Faraday : en laissant pendant plusieurs semaines une feuille d'or battu à quelques décimètres au-dessus de la surface du mercure, l'or blanchit d'une manière évidente ; rien de semblable n'a eu lieu au-dessous de 0°. Le plomb, l'étain, et tous les métaux oxydables, retardent beaucoup la distillation du mercure, parce qu'ils forment une couche d'oxyde, sorte de pellicule qui s'oppose à la distillation ; le platine paraît au contraire l'accélérer. Il est très-dilatable ; de 0° à 100°, il se dilate à peu près uniformément de $1/_{5506}$ de son volume pour chaque degré centigrade. Si, au lieu de chauffer le mercure, on l'entoure d'un mélange frigorifique fait avec 2 parties de chlorure de calcium et une partie de neige, il se congèle, et cristallise en octaèdres, si la température est à 39°,50 — 0 : cette congélation peut être opérée instantanément, et à toutes les températures, à l'aide de l'acide sulfureux anhydre et surtout de l'acide carbonique solide. Ainsi solidifié, il est d'un blanc d'argent, malléable, et ne saurait être appliqué sur la peau sans y déterminer une sensation pénible, analogue à celle de la brûlure ; sa densité, d'après Schulze, est de 14,391 à une température un peu inférieure

à celle de sa congélation. Le gaz *oxygène* et l'*air* atmosphérique le transforment en oxyde rouge à un degré de chaleur voisin de celui auquel il entre en ébullition; à froid, le mercure absorbe à la longue l'oxygène de l'air, surtout pendant l'été; l'oxyde produit est sous forme d'une pellicule grise qui ternit la surface du métal, et qui, étant chauffée dans un courant de gaz azote, donne un léger résidu cristallin de bioxyde rouge de mercure. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone*, n'agissent point sur le mercure.

Il existe un *phosphure* rouge de mercure, inaltérable à l'air froid, ainsi qu'à la température de 360°.

En triturant ou en chauffant avec précaution 150 parties de *soufre* et 950 parties de mercure, on obtient un corps noir (*æthiops minéral*), mélange, d'après Guibourt, de bisulfure de mercure, HgS, et de mercure, Hg. Vogler conseille, pour obtenir l'œthiops, d'agiter dans un vase en verre épais et bouché pendant deux heures 120 grammes de mercure avec 30 gr. de soufre sublimé, lavé et tamisé, d'ajouter ensuite autant de soufre, et d'agiter jusqu'à ce que l'on n'aperçoive plus de mercure à l'œil nu; alors on introduit encore 60 grammes de soufre, et l'on agite jusqu'à ce que le mercure ne soit plus visible à la loupe. Ce procédé doit être préféré à celui de la trituration, parce qu'on ne perd pas de matière.

On prépare le *protosulfure* de mercure $= Hg^2S$, en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique à travers un sel de protoxyde de mercure dissous. Il est noir, insoluble dans l'eau, et soluble dans les sulfures alcalins; il joue le rôle de sulfobase; chauffé même au milieu de l'eau, il se décompose en bisulfure, HgS, et en mercure. On l'emploie rarement en médecine comme vermifuge, et à l'extérieur pour combattre la gale.

Le *bisulfure rouge de mercure* (cinabre), HgS, naturel ou préparé dans les laboratoires, paraît violet lorsqu'il est en fragments; il est au contraire d'un beau rouge quand il est pulvérisé, et porte le nom de *vermillon*. Il peut être sublimé en aiguilles cristallines lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge brun; il serait décomposé si on le chauffait avec le contact de l'air, et donnerait du mercure et du gaz acide sulfureux. Il est insoluble dans l'eau. Le fer et plusieurs autres métaux lui enlèvent le soufre à l'aide de la chaleur, et le mercure se volatilise. L'hydrogène et le charbon le décomposent. Il n'éprouve aucune altération de la part de l'air ni du gaz oxygène à froid. Il est attaquable par l'acide azotique concentré; son meilleur dissolvant est l'eau régale. On le trouve en France, à Idria en Carniole, à Almaden en Espagne, près

de Schemnitz en Hongrie, en Chine, au Pérou, et dans quelques autres parties de l'Amérique. Il est employé en peinture, et pour obtenir le mercure. On s'en sert en médecine, surtout sous forme de fumigations, dans le traitement des dartres vénériennes, des douleurs ostéocopes, de la roséole, de la syphilide pustuleuse, des rhagades invétérées, et du prurigo pédiculaire. Si, par fraude, on avait mêlé au cinabre du minium, du colcothar ou de la brique pilée, il suffirait, pour s'en assurer, de chauffer le mélange au rouge; le cinabre seul se volatiliserait.

Préparation. On fait chauffer de l'*œthiops minéral* (voy. p. 598) dans un matras de verre à long col, luté extérieurement; le cinabre se sublime sous forme de belles aiguilles violettes, tandis que l'excès de mercure se dégage. Un autre procédé, plus particulièrement employé pour la préparation du vermillon, consiste à triturer d'abord un mélange de 300 parties de mercure et de 114 parties de soufre sublimé, humecté, auquel on ajoute 75 parties de potasse caustique dissoute dans 400 parties d'eau; on chauffe à 50° centig., en agitant continuellement; au bout de deux heures, la masse devient rouge, et lorsqu'elle est sous forme de gelée, on la retire du feu et on lave le sulfure par décantation; il offre alors une fort belle couleur, et est employé en peinture (Brunner); si l'on prolongeait plus longtemps l'action du sulfure alcalin, la matière brunirait.

L'*iode* peut être combiné avec le mercure en trois proportions. Le *protiodure*, Hg^2I, est vert, insoluble dans l'eau et dans l'alcool; il se volatilise lorsqu'on le met sur un charbon ardent, et donne des vapeurs jaunes mêlées de vapeurs violettes d'iode; s'il est chauffé plus lentement, il se convertit en mercure et en *biiodure*. Le *sesquiiodure*, $Hg^2I,2HgI$, est jaune; sous l'influence de la lumière, il devient d'un vert olive foncé; il contient souvent du bioxyde de mercure, dont on le débarrasse par des lavages à l'alcool. Le *biiodure*, HgI, est d'un très-beau rouge; il jaunit lorsqu'on le chauffe; il est fusible et susceptible de se sublimer en lames rhomboïdales jaunes, dont la forme primitive est le prisme droit rhomboïdal; il change peu à peu de couleur et redevient rouge en reprenant la forme primitive d'un octaèdre à base carrée; c'est donc un corps *dimorphe*; mis sur des charbons ardents, il donne des vapeurs jaunâtres au milieu desquelles on peut apercevoir une coloration violette; il se dissout dans 150 parties d'eau froide; il est soluble dans l'iodure de potassium, les sels mercuriels, les acides et l'alcool.

Préparation. On obtient le *protiodure* en triturant du mercure avec de l'iode et quelques gouttes d'alcool; celui-ci s'évapore, et il reste de l'iodure vert, qu'il faut porter sur un porphyre et broyer par petites

portions en le tenant humecté, pour l'obtenir dans un état de combinaison complète et homogène. On prépare le *sesquiiodure* en précipitant l'azotate de protoxyde de mercure par l'iodure de potassium iodaré. Enfin on forme le *biiodure* en décomposant un équivalent de sublimé corrosif dissous par un équivalent d'iodure de potassium, ou en triturant équivalents égaux de mercure et d'iode avec une petite quantité d'alcool (100 grammes de mercure, 124 d'iode, et 1 kilog. d'alcool). Ces *iodures* sont employés avec succès dans le traitement des maladies vénériennes et scrofuleuses; la dose est de 1 à 2 centigrammes par jour en commençant, et si on fait usage de pommade, de 30 grammes d'axonge et de 1 à 2 grammes d'iodure. Le biiodure est le plus énergique. On est parvenu à fixer la belle couleur de cet iodure sur les tissus.

On peut combiner le *brome* avec le mercure en deux proportions. Le *protobromure*, Hg^2Br, est blanc, insoluble dans l'eau, volatil au-dessous du rouge sombre; il a la plus grande analogie avec le protochlorure. On l'obtient en décomposant un sel de protoxyde de mercure par un bromure alcalin. Le *bibromure*, HgBr, est en aiguilles blanches, solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther, et volatiles. On le prépare en dissolvant le protobromure dans un mélange d'eau et de brome. Les bromures de mercure agissent sur l'économie animale comme les iodures et les chlorures, qu'ils peuvent remplacer en médecine.

Le *chlore* gazeux se combine avec le mercure, même à la température ordinaire; si on chauffe le mélange, il se produit une flamme d'un rouge pâle, et le mercure passe à l'état de chlorure. On connaît deux composés de ce genre.

DU PROTOCHLORURE DE MERCURE (CALOMÉLAS).

Le *protochlorure* de mercure, Hg^2Cl, appelé aussi *mercure doux, panacée mercurielle, précipité blanc,* existe dans la nature en petite quantité. Il est blanc, insipide, inodore, insoluble dans l'eau; exposé à l'action du calorique, il fond, se sublime, à la vérité *moins* facilement que le bichlorure, et fournit des cristaux qui sont des prismes tétraèdres terminés par des pyramides à quatre faces; il jaunit, finit même par noircir lorsqu'il est exposé pendant longtemps à la lumière, et se trouve alors changé en bichlorure et en mercure métallique. Il n'éprouve aucune altération à l'air. Le *phosphore* lui enlève le chlore à l'aide de la chaleur, passe à l'état de protochlorure de phosphore très-volatil (voy. p. 79), et le mercure est mis à nu. L'*iode* exerce sur ce corps une action curieuse: que l'on place de l'iode solide à une certaine

distance du calomélas cristallisé, au bout de plusieurs heures, on verra apparaître sur le cristal un point rouge, puis deux, puis trois, etc., qui vont toujours grandissant et recouvrent bientôt toute la surface du cristal; l'iode pénètre ensuite dans son intérieur, et après plusieurs mois, tout le calomélas est transformé en un cristal d'un très-beau rouge; du reste la chaleur et la lumière exercent une grande influence sur le plus ou moins de rapidité de la réaction; le cristal augmente de poids, mais sa forme cristalline n'est nullement modifiée. M. Boutigny, à qui l'on doit ces détails, sans se prononcer sur la nature de ce nouveau corps, dit que, suivant les proportions d'iode absorbées, il peut être considéré comme un protochlorure de mercure ioduré, ou comme un mélange de protiodure de mercure, de protochlorure et de bichlorure, ou bien encore comme un biiodure combiné à un bichlorure (*Journ. de chim. méd.*, mars 1847). Dès l'année 1826, Planche et Soubeiran avaient dit que l'iode décompose le protochlorure de mercure, s'empare d'une portion de mercure et le transforme en sublimé corrosif (bichlorure); il se forme du biiodure de mercure, à moins qu'on n'ait employé peu d'iode, car alors on obtient du protiodure de ce métal mêlé d'un peu de biiodure. Le *chlore* dissout le protochlorure de mercure lorsqu'il est récemment fait, et le change en bichlorure (sublimé corrosif). Mêlé avec du charbon et la quantité d'eau nécessaire pour faire une pâte, il est décomposé si on le chauffe, et l'on obtient du mercure métallique, du gaz acide chlorhydrique, du gaz acide carbonique, et un peu de gaz oxygène: dans cette expérience, l'eau est également décomposée, l'hydrogène s'unit au chlore, tandis que l'oxygène se combine en partie avec le charbon. Chauffé avec de la potasse solide, il fournit du mercure et du gaz oxygène qui se volatilisent, et du chlorure de potassium fixe: d'où il suit qu'il est décomposé, ainsi que la potasse; le chlore s'unit au potassium de celle-ci, tandis que le mercure mis à nu et le gaz oxygène provenant de la potasse décomposée se dégagent. A froid, les alcalis le colorent en noir. L'acide azotique le transforme, à chaud, en bichlorure et en azotate de bioxyde, et il se dégage du gaz bioxyde d'azote.

Depuis longtemps on savait que les chlorures alcalins avaient la propriété de décomposer le protochlorure de mercure et d'en changer une partie en bichlorure. M. Mialhe a étendu cette observation de manière à la transformer en généralité. Quoique l'importance des conclusions de ce travail exige la confirmation et le contrôle d'une expérience plus longue, puisqu'elles soulèvent des objections de la part des chimistes et des médecins, j'exposerai le résumé de toutes les observations de M. Mialhe, telles qu'il les a publiées dans ses mémoires; seulement je

ferai observer que M. Mialhe pose comme base de ces expériences l'action qu'exerce sur les sels de mercure un mélange de chlorure de sodium et de chlorhydrate d'ammoniaqne, quoique l'existence d'un produit ammoniacal paraisse impossible pendant la vie dans la circulation, et que la plupart des chimistes s'accordent à n'en pas trouver dans le sang parfaitement frais. Voici ces conclusions : 1° toutes les préparations mercurielles usitées en médecine, en réagissant sur les dissolutions des chlorures alcalins, seules ou avec le concours de l'air, produisent une certaine quantité de sublimé corrosif, ou pour mieux dire un chlorure *hydrargyro-alcalin;* 2° la quantité de sublimé produit avec les divers sels de mercure est loin d'être la même pour chacun d'eux ; 3° on pourrait dire, médicalement parlant, que les sels de protoxyde n'agissent jamais que par les faibles proportions du sublimé auquel leur décomposition donne naissance. En outre, M. Mialhe assure que la quantité de bichlorure produite est toujours en raison directe de la concentration de la liqueur chlorurée.

Le protochlorure de mercure est employé en médecine, 1° comme un excellent fondant, dans le carreau, les diverses maladies scrofuleuses, les engorgements du foie, de la rate, etc. ; 2° comme purgatif ; 3° comme antivermineux ; on s'en est souvent servi pour prévenir ou pour combattre la diathèse vermineuse dans les petites véroles épidémiques ; 4° comme antisyphilitique. Clare a conseillé, pour guérir la vérole, de frictionner légèrement, matin et soir, l'intérieur des joues, les lèvres et les gencives avec ce médicament. On l'administre aux adultes depuis 10 jusqu'à 40 et 60 centigrammes, suivant l'indication que l'on veut remplir ; on le donne aux enfants depuis 1 jusqu'à 5 ou 10 centigrammes, suivant l'âge ou l'affection ; on l'associe ordinairement à des extraits.

Préparation. On l'obtient, 1° en versant dans une dissolution d'azotate de protoxyde de mercure du chlorure de sodium dissous, et en lavant le dépôt dans une très-grande quantité d'eau : ce dépôt, qui est le protochlorure, portait autrefois le nom de *précipité blanc;* il retient toujours un peu de chlorure de sodium, qui le rend légèrement soluble et plus actif. La théorie de sa formation est la même que celle qui a été exposée à la page 290, en parlant de l'action de l'azotate d'argent sur les chlorures. 2° En triturant 17 parties de sublimé corrosif légèrement humecté, et 13 de mercure métallique, et en sublimant le mélange dans un matras à fond plat : le chlore, dans cette circonstance, se partage entre le mercure du sublimé et le métal ajouté. 3° En faisant chauffer du sel commun avec du sulfate de protoxyde de mercure dans le même appareil que celui qui sert à préparer le sublimé corrosif ; le protochlorure su-

blimé doit être lavé à grande eau pour le débarrasser du sublimé corrosif qu'il contient presque toujours. Comme il est difficile d'obtenir du sulfate de protoxyde de mercure exempt de sulfate de bioxyde, on préfère employer un mélange de sulfate de bioxyde et de mercure métallique : pour cela on prend 16 parties de mercure et on les divise en deux portions égales ; on transforme la première en sulfate de bioxyde, et on y mêle intimement les 8 parties de mercure restantes ; on broie ce mélange avec 3 parties de chlorure de sodium, et on le soumet à la sublimation.

Ce procédé, qui est sans contredit le plus économique, peut être avantageusement modifié lorsqu'on veut obtenir du protochlorure d'une très-grande ténuité (protochlorure dit *à la vapeur*). Voici la description de l'appareil et du procédé tels qu'ils ont été indiqués par M. Soubeiran en 1842. Il s'agit tout simplement de faire arriver du calomélas en vapeur dans une fontaine de grès, au milieu de l'air ; celui-ci, interposé mécaniquement entre les particules de la vapeur minérale, oppose un obstacle mécanique à la réunion de ces particules au moment où la solidification a lieu, et la poudre de calomélas, cédant à son propre poids, se dépose lentement dans un état de division extrême et d'une grande beauté. « Les vases dans lesquels je ramasse le calomélas, dit M. Soubeiran (voy. pl. 8), sont des tubes en terre allongés, de 10 centimètres de diamètre sur 50 à 60 centimètres de longueur. Ils sont fermés à un bout, et ouverts à l'autre ; chacun d'eux peut contenir 4 à 5 kilogrammes de mercure doux. Ces tubes sont enduits d'une couche de terre argileuse. Le tube est placé dans un fourneau allongé ; il sort par l'un des côtés sur une longueur de 4 centimètres, et il pénètre à fleur de la paroi d'un récipient. Ce récipient est une grande fontaine en grès qui est percée, aux deux tiers de sa hauteur, d'un trou rond dans lequel l'extrémité ouverte du tube entre à frottement. On achève de boucher la jointure avec un peu de lut ; on pose le couvercle sur la fontaine, et on l'ajuste avec une bande de papier collé ; on laisse en haut une ouverture qui permet à l'air dilaté de sortir librement ; il suffit de la recouvrir avec une plaque de verre. Le récipient doit être aussi rapproché que possible du fourneau, pour éviter que le mercure doux ne se condense dans le bout du tube ; pour la même raison, le tube doit arriver à fleur de la paroi du récipient, et ne pas s'enfoncer dans l'intérieur ; d'un autre côté, il faut que le récipient soit soustrait à la chaleur qu'il recevrait directement du fourneau ; à cet effet, l'ouverture par laquelle le tube sort du fourneau est bouchée avec de la terre et deux diaphragmes métalliques qui embrassent le tube en dehors du fourneau, s'interposant entre lui et le réci-

pient, et mettant ce dernier à l'abri du rayonnement. Ainsi se trouvent réunies ces deux conditions essentielles de succès: le tube est chauffé très-près du point où il pénètre dans le récipient, c'est pour éviter que le calomel ne s'y condense; le récipient est abrité de la chaleur du fourneau, c'est afin d'empêcher qu'il ne s'échauffe; car si la température s'élevait trop, le calomel d'abord déposé en poudre se réunirait en agglomérations cristallines. On chauffe d'abord le tube au rouge sombre dans la partie la plus voisine du récipient, puis on porte peu à peu le feu dans toute la longueur du tube. Une heure et demie à deux heures suffisent à la complète volatilisation de 4 à 5 kilogrammes de mercure doux.

Ce procédé est d'une exécution beaucoup plus facile que celui de M. Henry, qui consistait à mettre la vapeur de calomélas en contact avec la vapeur d'eau.

La *panacée mercurielle* est le protochlorure de mercure sublimé cinq ou six fois.

DU BICHLORURE DE MERCURE (SUBLIMÉ CORROSIF).

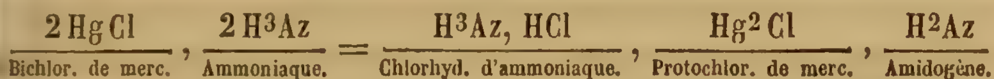
Le *bichlorure*, HgCl, est un produit de l'art : il est le plus ordinairement sous forme de masses blanches, compactes, demi-transparentes sur leurs bords, hémisphériques et concaves; la paroi externe de ces masses est polie et luisante; l'interne est inégale, hérissée de petits cristaux brillants tellement comprimés, qu'on ne peut en distinguer les faces; on peut également l'obtenir après l'avoir dissous dans l'eau et avoir évaporé la liqueur, sous formes de faisceaux aiguillés, de cubes ou de prismes quadrangulaires; il a une saveur extrêmement âcre et caustique ; son poids spécifique est de 6,5. Il se volatilise plus facilement que le précédent, et répand une fumée blanche, épaisse, d'une odeur piquante, nullement alliacée, susceptible de ternir une lame de cuivre parfaitement décapée; si l'on frotte la partie de cette lame où la couche de bichlorure est appliquée, elle acquiert la couleur blanche, brillante, argentine, qui caractérise le mercure; d'où il suit que le cuivre s'empare du chlore et met le métal à nu. Exposé à l'*air*, le bichlorure perd un peu de sa transparence, et devient opaque et pulvérulent à sa surface. La lumière ne le colore pas. Le phosphore, le charbon et la potasse, agissent sur lui comme sur le protochlorure.

Chauffé avec de l'antimoine, de l'étain, etc., le bichlorure de mercure est décomposé facilement; il se forme des chlorures de ces métaux et du mercure métallique, qui peut à son tour s'amalgamer avec eux.

Cent p. d'eau à 0° dissolvent 5,73 p. de ce sel, et à 100°, 53,96 p.; les cristaux qu'on peut obtenir de cette dissolution sont anhydres. Deux parties $\frac{1}{3}$ d'alcool absolu froid, et 1 $\frac{1}{2}$ d'alcool bouillant, en dissolvent une partie. Il est encore plus soluble dans l'éther.

Le *solutum* aqueux de sublimé corrosif est liquide, transparent, incolore, doué d'une saveur styptique, métallique, désagréable. Le cyanure jaune de potassium et de fer, les sulfures et les alcalis, se comportent avec lui comme avec les dissolutions de bioxyde (voy. p. 617). L'eau de chaux le décompose en se décomposant; son oxygène se porte sur le mercure, tandis que le calcium s'unit au chlore; le mélange de chlorure de calcium et de bioxyde de mercure qui en résulte porte le nom d'*eau phagédénique* (1).

Si l'on verse un *excès d'ammoniaque* dans du bichlorure de mercure, on obtient le *précipité blanc* (*chloramide* de mercure) = Hg^2Cl, HgH^2Az; d'où il suit qu'un équivalent d'hydrogène de l'ammoniaque a pris au bichlorure de mercure un équivalent de chlore pour former de l'acide chlorhydrique.



$$\underbrace{2\,HgCl}_{\text{Bichlor. de merc.}},\ \underbrace{2\,H^3Az}_{\text{Ammoniaque.}} = \underbrace{H^3Az,\,HCl}_{\text{Chlorhyd. d'ammoniaque.}},\ \underbrace{Hg^2\,Cl}_{\text{Protochlor. de merc.}},\ \underbrace{H^2Az}_{\text{Amidogène.}}$$

Si, au contraire, le bichlorure de mercure est maintenu en grand excès, le *précipité blanc* a pour formule $3\,HgCl, HgH^2Az$; d'où il suit que le *précipité blanc* n'a pas toujours la même composition.

L'*eau distillée* ne trouble point la dissolution aqueuse du bichlorure de mercure. L'azotate d'argent agit sur lui comme sur tous les chlorures, le décompose, et en précipite du chlorure d'argent blanc, caillebotté, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique; il reste alors dans la dissolution de l'azotate de bioxyde de mercure (voy. p. 290). Le protochlorure d'étain, dissous dans l'eau, en précipite sur-le-champ du protochlorure de mercure (calomélas), et bientôt après du mercure métallique noir; la dissolution se trouve contenir alors du bichlorure d'étain: d'où il suit que le bichlorure de mercure a cédé son chlore au protochlorure d'étain.

(1) Quand l'eau phagédénique a été préparée, comme cela paraît convenable, avec un excès d'eau de chaux, elle est jaune et contient en dissolution, outre le chlorure de calcium et l'excès de chaux, un peu de bioxyde de mercure; la majeure partie de cet oxyde, au contraire, n'est que suspendue.

Le *mercure* métallique, mis en contact avec la dissolution de bichlorure de mercure, se ternit, et le liquide se trouble; le sel est entièrement décomposé, et l'on n'obtient que du protochlorure de mercure : il est évident que la moitié du chlore du bichlorure s'est portée sur le mercure métallique.

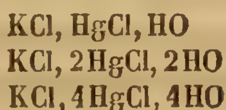
Une lame de *cuivre,* plongée dans la dissolution de bichlorure, la décompose, et l'on obtient du bichlorure de cuivre soluble, et un précipité grisâtre formé, 1° par du protochlorure de mercure (calomélas), 2° par un amalgame de cuivre et de mercure, 3° par un peu de mercure (voy. ma *Toxicologie,* t. Ier, 4e édition). Il suffit, pour expliquer la formation de ces divers produits, d'admettre, ce qui est réel, que le cuivre a plus d'affinité pour le chlore que le mercure : une partie de ce métal doit donc être mise à nu dès que l'action commence; ce mélange se trouve à peu près dans les mêmes conditions que celui dont j'ai parlé dans l'alinéa précédent; il doit donc se précipiter du protochlorure de mercure. Mais la lame de cuivre se trouve quelquefois noircie par de l'oxyde de cuivre, qu'il faut faire disparaître en la traitant soit par l'acide chlorhydrique, soit par un chlorure alcalin; alors elle offre une tache blanche métallique dont l'intensité augmente par le frottement. Si on substitue à la lame de cuivre une lame de zinc, on transforme le bichlorure de mercure en chlorure de zinc, et il se forme un précipité, composé : 1° de mercure métallique, 2° de protochlorure de mercure, 3° d'un amalgame de zinc et de mercure; 4° de fer et de charbon, substances qui se trouvent dans le zinc du commerce.

Lorsqu'on plonge dans une dissolution, même très-étendue, de sublimé corrosif, une lame ou un anneau d'or, que l'on a préalablement recouvert en spirale d'une petite feuille d'étain roulée, si l'on ajoute une ou deux gouttes d'acide chlorhydrique, on voit, au bout de quelques minutes, le mercure du sublimé se porter sur l'or et le *blanchir :* la lame ainsi blanchie n'est pas attaquée et reste blanche, lorsqu'on la traite par l'acide chlorhydrique concentré et *pur ;* il suffit de la chauffer pour volatiliser le mercure et faire reprendre la couleur jaune à la portion blanche. Il est évident que, dans cette expérience, l'étain s'empare du chlore du bichlorure de mercure, tandis que ce métal est attiré par l'or. Ce caractère n'offre de valeur en médecine légale qu'autant qu'il a été constaté tel que je viens de l'exposer : en effet, la lame d'or peut être blanchie dans un liquide *non mercuriel* qui contient de l'acide chlorhydrique ou du chlorure de sodium; la couche blanche est alors formée par de l'étain qui s'est appliqué sur l'or; mais cette couche *disparaît* assez promptement par l'action de l'acide chlorhydrique pur, et la lame

ainsi blanchie, chauffée dans des vaisseaux clos, *ne fournit point de mercure,* quoiqu'elle perde sa couleur blanche (voyez mon mémoire dans le *Journal de chimie médicale,* juin 1829).

L'*éther* sulfurique, mêlé avec la dissolution aqueuse de bichlorure de mercure, s'empare d'une grande quantité de ce sel, de sorte que la couche éthérée qui est à la surface du liquide s'en trouve fortement chargée, tandis que l'eau qui forme la couche inférieure en est presque entièrement privée (Wenzel et Henry).

La dissolution aqueuse du sublimé corrosif joue le rôle d'acide vis-à-vis des chlorures électro-positifs, tels que ceux de potassium, de lithium, de baryum, de strontium, de calcium, de magnésium, etc.; elle les dissout, se combine avec eux, et forme des composés cristallins que l'on peut considérer comme des sels. Ainsi le chlorure de potassium donne trois composés qui ont pour formule :



$$KCl, HgCl, HO$$
$$KCl, 2HgCl, 2HO$$
$$KCl, 4HgCl, 4HO$$

Préparation. On introduit dans des matras de verre vert, à fond plat, d'environ trois litres de capacité, un mélange pulvérulent de 4 parties de sel commun fondu, et de tout le sulfate de bioxyde de mercure obtenu, en faisant bouillir 5 parties d'acide sulfurique concentré avec 4 parties de mercure (1). On met ces matras dans un bain de sable, de manière qu'ils soient entourés jusqu'à la naissance de leur col; on place sur leurs extrémités ouvertes un petit pot renversé, et on les chauffe graduellement; quinze ou dix-huit heures après, l'opération est terminée. Le sublimé corrosif se trouve attaché aux parois des matras, et il reste au fond du sulfate de soude; on fait rougir légèrement le fond du bain de sable pour donner au sublimé plus de densité, et pour lui faire éprouver un commencement de fusion; on casse les matras et on retire les produits. Comme le sulfate de bioxyde contient souvent un peu de sulfate de protoxyde, qui donnerait du protochlorure par son action sur le chlorure de sodium, on ajoute ordinairement au mélange un peu de bioxyde de manganèse.

Il se passe dans cette opération quelque chose d'analogue à ce qui a lieu dans la préparation du protochlorure; seulement, comme on em-

(1) Ordinairement on cesse l'ébullition lorsque les 9 parties d'acide et de métal sont réduites à 5.

ploie ici le sulfate de bioxyde de mercure, et que ce bioxyde renferme moitié moins de mercure que le protoxyde, il en résulte que l'équivalent de chlore contenu dans le chlorure de sodium doit transformer le mercure en bichlorure, puisqu'il se produit toujours une quantité équivalente de sulfate de soude. On obtient aussi presque toujours une petite quantité de protochlorure de mercure (calomélas); mais il est moins volatil que le bichlorure, au-dessous duquel il se trouve formant une zone distincte et facile à séparer.

M. A.-T. Thomson a annoncé qu'en chauffant du mercure à +204° c. dans le renflement d'un tube de verre, et en faisant passer sur lui un courant de chlore sec, le métal brûlait avec une flamme d'un bleu pâle, et produisait des aiguilles blanches de bichlorure en avant de la boule de verre chauffée par une lampe; suivant lui, ce composé peut être livré au commerce à un prix inférieur à celui qui est sublimé en pains (*Journ. de chim. méd.,* mars 1843).

Le sublimé corrosif est employé pour empêcher les bois d'être attaqués par les insectes, pour conserver les matières animales, pour détruire les punaises (voy. t. II, article *Putréfaction*). Il est souvent administré comme antivénérien ; on le donne dissous dans l'eau distillée, dans l'alcool, ou dans quelque sirop sudorifique combiné avec du lait, des tisanes ou des extraits ; en général, la dose pour les adultes est de 2 à 3 centigrammes par jour en deux prises, matin et soir; on peut augmenter graduellement la quantité jusqu'à ce que le malade en prenne 5 centigrammes, si toutefois l'on n'observe aucun symptôme fâcheux qui en commande la suspension; ces doses doivent être étendues dans un verre de véhicule ; le plus ordinairement, 80 centigrammes ou 1 gramme suffisent pour faire dissiper tous les accidents et compléter le traitement : il est cependant des cas où, pour obtenir du succès, il faut en administrer beaucoup plus. Cirillo a proposé d'incorporer le sublimé corrosif dans de l'axonge pour en faire une espèce d'onguent que l'on applique à la plante des pieds; ce moyen a été quelquefois employé avec avantage. On se sert aussi du sublimé sous forme de bain à la dose de 1 à 30 grammes pour 100 kilogrammes d'eau, lorsqu'on redoute l'action du sublimé sur l'estomac. On fait usage de l'*eau phagédénique* pour toucher les chancres et les ulcères vénériens. Quelques médecins ont employé le sublimé corrosif dans les maladies scrofuleuses, cutanées, etc.; mais on s'en sert rarement dans ces sortes d'affections.

Cyanure de mercure, HgCy. — Lorsqu'il est neutre, il cristallise en longs prismes quadrangulaires, coupés obliquement. Si on le fait bouillir avec du bioxyde de mercure, il devient *très-basique* et cristallise en très-

petites houppes (Proust); il a alors une saveur styptique très-désagréable; il excite fortement la salivation; il est inodore et beaucoup plus pesant que l'eau. Gay-Lussac le regarde dans cet état comme un composé de cyanure et d'oxyde de mercure. Le *cyanure de mercure neutre* et parfaitement sec, soumis à l'action d'une chaleur modérée, noircit, fond comme une matière animale, et se décompose en grande partie (voyez p. 91). Si, au lieu d'agir sur le cyanure neutre, on distille le cyanure *basique* et humide, on obtient les mêmes produits, et en outre de l'azote et un liquide brun, regardé par Proust (qui fit le premier cette expérience) comme une huile particulière, mais qui paraît être du *paracyanogène* (voy. p. 91).

Le *soufre* décompose le *cyanure de mercure* à une température très-inférieure à celle où ce cyanure est décomposé quand il est seul. Vauquelin pensait qu'il est possible, en dosant convenablement le soufre, d'obtenir le cyanogène pur, sans qu'aucune partie de ce corps soit décomposée : il y a formation de sulfure de mercure.

Lorqu'on chauffe graduellement dans une fiole, dont le col est un peu large, deux parties de cyanure de mercure et une partie d'*iode* mêlés et parfaitement desséchés, il se produit une grande quantité de vapeurs blanches qui, étant condensées sous une cloche de verre, forment des flocons cotonneux, composés d'iodure de cyanogène, mêlé d'une certaine quantité d'iodure de mercure; si l'on chauffe ces flocons au bain-marie, dans un tube de verre un peu large, l'iodure de cyanogène se volatilise, et l'iodure de mercure reste au fond (Sérullas, *Annales de chimie et de physique*, t. XXVII).

Lorsqu'on met un excès d'acide *chlorhydrique* en contact avec du *cyanure de mercure*, on n'obtient que très-peu d'acide cyanhydrique, et il se forme un chlorure double d'ammoniaque et de mercure, et de l'acide formique. Si l'on emploie moins d'acide chlorhydrique, il se dégage de l'acide cyanhydrique, formé par la combinaison de l'hydrogène de l'acide chlorhydrique avec une partie du cyanogène du cyanure; mais il se produit également du sel alembroth, ce qui prouve qu'une partie du cyanogène est décomposée (Vauquelin).

Les acides azotique et sulfurique faibles n'agissent sur le cyanure de mercure qu'en le dissolvant; l'acide sulfurique concentré est décomposé par lui; il cède une portion de son oxygène au mercure, détruit le cyanogène, et l'on obtient, entre autres produits, du gaz acide sulfureux et du sulfate de mercure. L'acide *sulfhydrique* le décompose en se décomposant; son hydrogène transforme le cyanogène en acide cyanhydrique, tandis que le soufre s'unit au mercure.

L'eau dissout facilement ce cyanure, surtout lorsqu'il renferme de l'oxyde. Cette dissolution n'est troublée ni par la potasse, ni par l'ammoniaque, ni par le sulfate de sesquioxyde de fer (1). L'acide sulfhydrique en précipite du sulfure noir. La plupart des sels sont sans action sur lui. MM. Caillot et Podevin ont obtenu, en 1825, un composé cristallin de cyanure de mercure et de chromate de potasse en concentrant convenablement par l'évaporation une dissolution faite avec parties égales en poids de ces deux corps (*Journ. de pharm.*, t. XI). Si l'on mêle une dissolution de cyanure de mercure avec de la limaille de fer décapée et de l'acide sulfurique faible, on remarque des phénomènes curieux : le fer s'oxyde, aux dépens de l'oxygène de l'eau, et se dissout dans l'acide sulfurique; l'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau s'unit au cyanogène du cyanure pour former de l'acide cyanhydrique, et le mercure se précipite; en sorte que la liqueur renferme de l'acide cyanhydrique et du sulfate de protoxyde de fer en dissolution. C'est en distillant cette liqueur que Scheele obtint pour la première fois l'acide cyanhydrique liquide peu concentré.

Lorsqu'on verse de l'iodure de potassium dans une dissolution de cyanure de mercure, on obtient des lames minces et brillantes formées d'iodure de potassium et de cyanure de mercure (Caillot).

Le cyanure de mercure est employé à la préparation du cyanogène et de l'acide cyanhydrique; on s'en sert aussi dans les maladies syphilitiques, mais il est très-vénéneux. Scheele, Proust, Porrett, Gay-Lussac, Vauquelin et Sérullas, ont fait connaître tout ce que l'on sait sur lui.

Préparation. On le prépare en faisant bouillir dans une fiole 8 parties d'eau, une partie de bioxyde de mercure, et 2 parties de bleu de Prusse, réduits en poudre fine (composé de protocyanure et de sesquicyanure de fer); l'oxyde de mercure et le bleu de Prusse sont décomposés; ce dernier cède le cyanogène au mercure, tandis que le fer du bleu de Prusse s'unit à l'oxygène du bioxyde de mercure; le mélange ne tarde pas à perdre sa couleur bleue, et la liqueur devient jaune : alors on la filtre et on obtient le cyanure cristallisé; on pourrait, par des évaporations et des cristallisations successives, le débarrasser de l'oxyde de fer qu'il contient; mais il est préférable de le faire bouillir avec du bioxyde de

(1) Le sulfate de sesquioxyde de fer ne bleuit la dissolution du cyanure de mercure qu'autant qu'elle contient du cyanure jaune de potassium et de fer, sel qui existait dans le bleu de Prusse avec lequel le cyanure a été préparé.

mercure, qui précipite cet oxyde; on filtre, et on traite de nouveau la liqueur par le bioxyde de mercure, jusqu'à ce qu'il ne se dépose plus d'oxyde de fer (Proust); alors on sature l'excès d'oxyde mercuriel par de l'acide cyanhydrique ou par de l'acide chlorhydrique, et l'on obtient le cyanure pur. MM. Chevallier et Deleschamps ont proposé un autre procédé plus économique et préférable sous tous les rapports au précédent; il consiste à décomposer le cyanure jaune de potassium et de fer par l'acide sulfurique, à l'aide de la chaleur, et à faire arriver l'acide cyanhydrique qui se dégage sur du bioxyde rouge de mercure pulvérisé et délayé dans l'eau (voy. le *Journ. de chim. médic.*, janvier 1830). M. Desfosses conseille de décomposer le cyanure jaune de potassium et de fer par le sulfate de mercure (*ibid*, avril 1830).

L'*azote* est sans action directe sur le mercure; on peut cependant obtenir un *azoture de mercure* puce foncé, $Hg^3 Az$, susceptible de détoner par la chaleur, en faisant agir l'oxyde de mercure sec sur le gaz ammoniac.

Lorsqu'on agite pendant longtemps ce métal avec de l'*eau* distillée privée d'air, ses molécules s'atténuent prodigieusement et finissent par devenir noires; l'eau n'est pas décomposée et le mercure ne se trouve pas oxydé; ce liquide n'exerce non plus aucune action sur le mercure à la température de 100°, il n'acquiert point de saveur, et les réactifs capables de découvrir des atomes de mercure n'en décèlent aucune trace; aussi est-ce à tort que l'on a considéré cette eau comme vermifuge (Girardin). Cependant, si l'eau n'était pas pure et qu'elle contînt des chlorures, il se produirait du sublimé corrosif, d'après M. Mialhe, surtout avec le contact de l'air.

Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique*, n'agissent pas sur le mercure. L'acide *sulfurique* concentré, qui n'exerce aucune action sur lui à froid, l'attaque à l'aide de la chaleur, lui cède une portion de son oxygène, passe à l'état de gaz acide sulfureux, et, s'il est employé en assez grande quantité, le transforme en bioxyde qui se combine avec l'acide non décomposé, en sorte que la masse blanche que l'on obtient est composée d'une plus ou moins grande quantité d'acide sulfurique et de bioxyde de mercure. Si l'acide sulfurique est étendu de son poids d'eau, il se dégage peu d'acide sulfureux, et il se forme du sulfate de protoxyde; s'il était très-étendu, il serait sans action. L'acide *azotique* concentré agit rapidement à froid sur ce métal, se décompose en partie, et le transforme en bioxyde qui se dissout dans l'acide non décomposé; le gaz bioxyde d'azote provenant de la portion d'acide décomposé reste pendant quelque temps en dissolution dans la liqueur et la colore en vert; mais bientôt après, la température s'élève, le gaz se dégage, répand

des vapeurs orangées, et la dissolution se décolore. Si l'acide azotique est étendu de 4 ou 5 parties d'eau, et que le mercure soit en excès, celui-ci ne passe qu'à l'état de protoxyde, et il ne se forme que de l'azotate de protoxyde, si l'on fait bouillir la liqueur pendant une demi-heure. L'acide *hypoazotique* attaque aussi ce métal, l'oxyde, et le transforme en azotate et en azotite. Les acides *chlorhydrique* et *fluorhydrique* n'ont point d'action sur le mercure; toutefois, avec le gaz acide chlorhydrique, si l'air intervient, il se forme de l'eau et du chlorure de mercure (Regnault).

Plusieurs des *métaux* précédemment étudiés, ceux surtout qui ne sont pas difficiles à fondre, peuvent se combiner avec lui et donner des alliages que l'on connaît sous le nom d'*amalgames.*

Amalgames de potassium et de sodium. Le sodium s'unit au mercure avec chaleur et lumière, et le potassium avec chaleur seulement (Sérullas); du reste les amalgames qui en résultent sont solides ou liquides, suivant la quantité de mercure qui entre dans leur composition. J'ai déjà examiné l'action curieuse qu'exerce ce composé sur l'ammoniaque et la théorie à laquelle elle a conduit (voy. art. *Ammoniaque*).

Amalgame de 3 parties de mercure et de 1 partie d'étain. Il est mou et cristallisé; il est liquide s'il est formé par 10 parties de mercure. On l'emploie pour étamer les glaces: cette opération consiste à verser du mercure sur une lame d'étain étendue horizontalement, à appliquer la glace dessus, et à la charger de poids afin de la faire adhérer à l'amalgame, qui se forme aussitôt que le contact des deux métaux a lieu.

Amalgame de 4 parties de mercure et de 1 partie de bismuth. On s'en sert pour étamer la surface interne des globes de verre; après avoir chauffé ces globes pour les sécher, on y verse l'amalgame fondu, et on l'agite pour le disséminer sur toute la surface, à laquelle il ne tarde pas à adhérer fortement.

Amalgame de 100 parties de mercure, de 497 de bismuth, de 310 de plomb, et de 177 d'étain. Il est solide et d'un blanc d'argent; il fond à 77°,5 c. Il est très-propre à l'injection des pièces anatomiques.

Caractères distinctifs du mercure. Il est liquide à la température ordinaire.

On emploie le mercure pour construire des thermomètres, des baromètres, des cuves hydrargyro-pneumatiques, à l'aide desquelles on recueille les gaz solubles dans l'eau, pour faire les diverses préparations mercurielles, les amalgames, etc., et pour exploiter les mines d'or et d'argent. On s'est quelquefois servi avec succès du mercure, dans la constipation rebelle et le volvulus qui n'est pas accompagné d'*inflamma-*

tion; dans ces cas, il force les obstacles et développe par son poids les intestins; plusieurs praticiens ont employé à tort, suivant moi (voyez p. 611), comme vermifuge, l'eau dans laquelle le mercure avait bouilli; enfin ce métal, dans un grand état de division, fait la base de l'onguent gris et de l'onguent napolitain, si souvent employés en frictions contre la syphilis, dans certaines inflammations telles que la péritonite puerpérale, dans les engorgements chroniques, les tumeurs blanches, etc. L'onguent mercuriel a été quelquefois donné aussi à l'intérieur, en pilules, à la dose de 1 à 2 décigrammes par jour. Le mercure métallique, très-divisé par le calorique, par de l'eau, par des sucs animaux, des graisses, etc., est absorbé et doit être regardé comme un poison (voyez ma *Toxicologie,* t. I, 4e édit.).

Extraction. — Exploitation du sulfure. 1° On introduit la mine triée, broyée et mêlée avec de la chaux éteinte, dans des cornues de fonte auxquelles on adapte des récipients contenant une certaine quantité d'eau; on chauffe; le mercure se volatilise, vient se condenser dans les récipients, et il reste dans la cornue du sulfure de calcium et du sulfate de chaux; d'où il suit que le cinabre a été décomposé: ce procédé est pratiqué dans l'ancien département du Mont-Tonnerre; 2° à Almaden et à Idria, on chauffe la mine triée, broyée et pétrie avec de l'argile; le soufre s'empare de l'oxygène de l'air et passe à l'état d'acide sulfureux; le mercure mis à nu se volatilise et va se condenser, en traversant une série d'aludels, dans un bâtiment qui tient lieu de récipient (voy. pl. 7, fig. 4).

Si le mercure est pur, il n'adhère ni au verre ni à la porcelaine, sur lesquels il roule librement; s'il contient du cuivre, de l'étain, du plomb ou de l'oxyde de mercure gris, il mouille les vases de verre; on dit alors qu'il fait la *queue.* Pour le purifier, on l'agite avec de l'acide azotique étendu qui dissout d'abord le mercure; les métaux et les oxydes se dissolvent ensuite et précipitent le mercure, tandis qu'ils restent en dissolution.

DES OXYDES DE MERCURE.

On ne connaît que deux oxydes de mercure.

Protoxyde, Hg^2O. — Il est le produit de l'art, et il n'existe que dans les sels de mercure au *minimum;* on ne peut pas l'isoler, car lorsqu'on cherche à le séparer de l'azotate de protoxyde par la potasse, on obtient un précipité noirâtre que l'on a décrit jusqu'à présent sous le nom de *protoxyde,* et qui est formé, d'après M. Guibourt, de bioxyde

et de mercure métallique très-divisé : en effet, ce précipité noirâtre, comprimé entre deux corps durs, présente de petits globules mercuriels visibles à l'œil ; il se transforme en mercure et en bioxyde par l'action de la lumière ou lorsqu'on le chauffe à 100° c.

Préparation. Il ne peut pas être obtenu pur ; la poudre noire que l'on sépare en décomposant un sel de protoxyde de mercure par la potasse est un mélange de bioxyde et de mercure très-divisé.

Bioxyde (précipité rouge, précipité *per se*), Hg O. — On ne le trouve pas dans la nature ; il est *jaune-serin* lorsqu'il a été préparé par la voie humide, *jaune orangé* quand il provient de la calcination de l'azotate de mercure bien broyé, *orangé foncé* si l'azotate qui l'a fourni était en cristaux volumineux, *rouge orangé* s'il était en petits grains cristallins (Gay-Lussac), et *rouge foncé* s'il a été obtenu en chauffant le mercure au contact de l'air. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme, au-dessus du rouge brun, en gaz oxygène et en mercure ; il est également décomposé par la lumière ; trituré avec du mercure, il fournit une poudre brune que l'on a cru être du protoxyde, et qui n'est autre chose qu'un mélange de bioxyde et de mercure très-divisé : il se dissout dans l'eau et lui communique une forte saveur métallique, la propriété de verdir le sirop de violettes et de brunir par l'addition de l'acide sulfhydrique. Il est décomposé, à l'aide d'une douce chaleur, par la plupart des corps avides d'oxygène. Le chlore le décompose aussi, surtout s'il est jaune et non calciné ; il en dégage une partie de l'oxygène, donne une certaine quantité de bichlorure, qui s'unit avec la portion de bioxyde non décomposé et forme une poudre noire. L'oxyde jaune se combine à froid avec l'acide oxalique, tandis que l'oxyde rouge n'est pas attaqué ; le premier est transformé en oxychlorure noir par une dissolution alcoolique de bichlorure de mercure, tandis que cela n'a pas lieu avec l'oxyde rouge (Millon). Si l'on traite le bioxyde de mercure par un grand excès d'ammoniaque liquide caustique, on obtient une poudre jaune 4 Hg O, H^3 Az, 2 HO, *oxyde ammonio-mercurique* qui, à l'état anhydre, forme avec les acides des sels parfaitement définis. Le bioxyde de mercure est employé en médecine comme escharotique, surtout dans les maladies vénériennes, pour détruire les chairs fongueuses et exciter certaines ulcérations vénériennes ; à l'état pulvérulent, il sert à tuer les poux et les morpions ; mêlé avec de la graisse, il constitue un onguent dont on fait quelquefois usage dans les maladies syphilitiques et dans les ophthalmies chroniques entretenues par l'ulcération du bord libre des paupières. En général, l'application extérieure de cet oxyde peut être suivie de symptômes funestes, et on ne doit le prescrire qu'à

la dose de quelques centigrammes. On le prépare: 1° en décomposant dans une fiole, à une chaleur voisine du rouge-brun, de l'azotate de mercure: on l'appelle, dans ce cas, *précipité rouge;* si l'on chauffait très-fortement, on le transformerait en oxygène et en mercure. 2° En versant un excès de potasse, de soude ou de chaux, dans une dissolution d'un sel de bioxyde de mercure; il est jaune, amorphe et anhydre. 3° En chauffant pendant dix, douze ou quinze jours, le mercure avec le contact de l'air, et de manière à le faire entrer presque en ébullition; il est d'un beau rouge foncé. On donnait autrefois à l'oxyde préparé par ce moyen le nom de *précipité per se,* et celui d'*enfer de Boyle* au matras qui renfermait le métal. 4° En décomposant par des lavages prolongés l'acétate de bioxyde ou l'azotate tribasique; il est *rouge* (Millon).

Oxychlorures de mercure. — Il existe au moins trois oxychlorures de mercure.

2 HgO, HgCl (Millon).
3 HgO, HgCl (Soubeiran).
4 HgO, HgCl (Millon).

On les obtient en faisant réagir, dans des proportions différentes, des carbonates ou des bicarbonates alcalins sur du bichlorure de mercure. Ils sont inusités.

Oxyde ammonio-mercurique hydraté, 4 HgO, H^3Az, 2HO. — Il est jaunâtre et décomposable par la lumière; à 130° c., il se déshydrate et devient brun; il est insoluble dans l'eau et dans l'alcool; il forme avec tous les acides des sels bien définis. On l'obtient en faisant réagir de l'ammoniaque sur du bioxyde de mercure; si celui-ci est jaune, l'action est rapide, tandis qu'elle est lente s'il est rouge. Il est sans usages.

DES SELS FORMÉS PAR LE PROTOXYDE DE MERCURE.

Les sels formés par cet oxyde sont décomposés et précipités en noir par la potasse, la soude et l'ammoniaque; le précipité est un mélange de mercure métallique divisé et de bioxyde; l'acide chromique et les chromates les transforment en chromate de mercure orangé rougeâtre, insoluble dans l'eau; l'acide chlorhydrique les fait passer à l'état de protochlorure blanc (calomélas); d'où il suit que l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxygène du protoxyde pour former de l'eau, tandis que le mercure mis à nu s'unit au chlore; l'acide sulfhydrique les précipite en noir (sulfure), le cyanure jaune de potassium et de fer en blanc, et

les iodures solubles en jaune verdâtre; le cuivre, le fer ou le zinc, en séparent du mercure métallique. Ces caractères suffisent pour distinguer ces sels de ceux qui sont formés par le bioxyde.

Sulfate, Hg^2O, SO^3. — Il est blanc, pulvérulent, presque insipide, soluble dans 500 parties d'eau froide et dans 300 d'eau bouillante, décomposable par ce liquide, du moins en partie, si on le soumet à des lavages trop réitérés, susceptible de fournir, par une évaporation convenable, des cristaux prismatiques blancs et volumineux; il est inaltérable à l'air; il noircit par son exposition à la lumière; il peut se combiner avec l'acide sulfurique et former un *sulfate très-acide;* si on lui enlève, au contraire, un peu d'acide au moyen d'un alcali, il passe à l'état de sous-sulfate de protoxyde gris.

Préparation. On l'obtient en traitant l'azotate de protoxyde de mercure par du sulfate de soude; il se précipite du sulfate de protoxyde mêlé d'un peu de turbith minéral (sous-sulfate de bioxyde); on lave ce précipité avec de l'eau aiguisée d'acide azotique jusqu'à blancheur parfaite du produit, afin de dissoudre le turbith; on lave ensuite le sel jusqu'à ce qu'il ne présente plus la réaction acide au papier de tournesol (Lefort).

Azotates. — Il existe cinq azotates de protoxyde.

Azotate neutre $= Hg^2O, AzO^5, 2HO$. — Il cristallise en gros prismes blancs, doués d'une saveur âcre, styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol, décomposables par une grande quantité d'eau *tiède,* qui les transforme en *azotate très-acide,* soluble, incolore, appelé *eau mercurielle, remède du capucin, remède du duc d'Antin,* et en azotate *basique* insoluble blanc; il passe très-facilement à l'état d'azotate de bioxyde par son exposition à l'air; aussi faut-il avoir soin de laisser dans les dissolutions une certaine quantité de mercure métallique. L'azotate de protoxyde de mercure entre dans la composition du sirop de *Belet,* dont on prend une cuillerée étendue dans une boisson mucilagineuse. Ce sirop a été utile dans les maladies de la peau, les écrouelles, les érysipèles, les dartres anciennes; mais il faut l'employer avec précaution, surtout chez les individus faibles. Le *remède du capucin* est caustique et peut être appliqué avec succès sur les chancres, les verrues syphilitiques, les ulcères sanieux, et certaines dartres.

Préparation. On fait agir à froid, pendant demi-heure, de l'acide azotique étendu de quatre à cinq fois son poids d'eau sur du mercure; au bout d'un certain temps, le sel cristallise.

Azotate basique, $3Hg^2O, 2AzO^5, 3HO$. — Il est en gros cristaux incolores, décomposables par l'eau *tiède* en azotate acide et en azotate biba-

sique insoluble qui a pour formule $2Hg^2O, AzO^5$, et qui, étant traité par l'eau bouillante, fournit une poudre verte d'azotate plus basique encore. On obtient l'azotate basique, $3Hg^2O, 2AzO^5, 3HO$, en versant de l'acide azotique étendu sur un grand excès de mercure métallique, et en laissant agir ces deux corps à froid.

Pour distinguer l'azotate *neutre* des azotates *basiques*, on broie ces sels avec une dissolution concentrée de chlorure de sodium, qui fait passer l'azotate neutre à l'état de *protochlorure* blanc, et les azotates basiques à l'état de protochlorure blanc mêlé de protoxyde noir; aussi le mélange a-t-il une couleur grise (1).

DES SELS FORMÉS PAR LE BIOXYDE DE MERCURE.

Ces sels sont tous décomposés par la potasse ou la soude, qui s'emparent de l'acide, et mettent à nu l'oxyde jaune-serin anhydre, si on les a employés en suffisante quantité; l'ammoniaque y fait naître un *précipité blanc* (voy. p. 605); le cyanure jaune de potassium et de fer y occasionne également un trouble blanc; les sulfures solubles et l'acide sulfhydrique les décomposent et les précipitent en noir; l'iodure de potassium forme avec ces sels un précipité d'un beau rouge de biiodure; les borates alcalins agissent sur eux comme les alcalis; l'acide chlorhydrique et les chlorures ne les précipitent pas. Le cuivre, le fer et le zinc, en séparent du mercure.

On reconnaîtra que les sels de bioxyde de mercure sont mêlés de sels de protoxyde de mercure, en versant un excès d'acide chlorhydrique dans leurs dissolutions étendues; cet acide précipitera les sels de protoxyde à l'état de protochlorure blanc; si on filtre les liqueurs, on verra qu'elles se comportent, avec les réactifs, comme les sels de bioxyde.

Sulfate, HgO, SO^3. — On peut l'obtenir sous forme de cristaux blancs nacrés, attirant légèrement l'humidité de l'air, rougissant l'*infusum* de tournesol, et susceptibles d'être décomposés par l'eau en *sulfate de bioxyde très-acide*, soluble, incolore, et en *sulfate* insoluble *tribasique*

---

(1) Le mercure soluble d'Hahnemann est un sel basique $= H^3Az, 3Hg^2O, AzO^5$, ou 1,9 d'ammoniaque, 92,2 de protoxyde de mercure, et 5,9 d'acide azotique. On l'obtient en versant goutte à goutte de l'ammoniaque étendue, dans de l'azotate de protoxyde de mercure neutre en dissolution également étendue. Il est gris et peu employé en France, parce qu'on lui préfère le mercure métallique très-divisé. Sa composition varie suivant la concentration des liqueurs et la température à laquelle on agit.

ou *turbith minéral*, $3HgO,SO^3$. Ce turbith est décomposé par le calorique, et fournit du gaz oxygène, du gaz acide sulfureux, et du mercure métallique; il est également décomposé et dissous par l'acide azotique, qui le transforme en azotate de bioxyde incolore; enfin la potasse caustique lui enlève l'acide par la simple agitation, et il se forme du sulfate de potasse soluble et du bioxyde de mercure jaune-serin; il ne se dissout que dans 2,000 parties d'eau froide. Boerhaave et Lobb ont fait l'éloge du turbith minéral, comme étant propre à prévenir la petite vérole; d'autres médecins l'ont administré comme émétique dans la morsure des chiens enragés; on l'a aussi prôné dans les engorgements, dans les maladies vénériennes, et à l'extérieur dans le traitement de quelques dartres indolentes.

Préparation. On obtient le sulfate, HgO,SO^3, en faisant bouillir pendant trois ou quatre heures un excès d'acide sulfurique concentré avec du mercure (voy. p. 611, pour la théorie), et en décomposant par l'eau le sel produit, qui est formé de sulfates de bioxyde et de protoxyde; l'eau précipite du turbith minéral (sous-sulfate de bioxyde), que l'on dissout dans une suffisante quantité d'acide sulfurique: par ce moyen, le sulfate de protoxyde, qui n'est point soluble dans l'acide sulfurique, se trouve complétement séparé; on filtre et on évapore dans une capsule de porcelaine; si pendant l'évaporation il se dépose du turbith anhydre, celui-ci ne tarde pas à être redissous; on enlève les cristaux à mesure qu'ils se forment, et on les prive de l'excès d'acide sulfurique qu'ils entraînent en les mettant au-dessus d'une brique sèche, placée elle-même sur une capsule pleine d'acide sulfurique que recouvre une cloche de verre.

On prépare le turbith en versant de l'eau bouillante sur le sulfate, HgO,SO^3. Quand il a été obtenu avec de l'eau froide, il a une couleur jaune moins foncée, et il retient depuis 1 jusqu'à 5 p. 100 d'eau d'interposition, qui ne peut s'éliminer que par une température de 100°, tandis que le turbith préparé avec de l'eau bouillante est anhydre (Lefort).

Azotate neutre $= HgO,2AzO^5,HO$. — Il est en cristaux volumineux, d'une saveur métallique insupportable; il est décomposé par l'eau en azotate acide et en azotate basique $= 3HgO,AzO^5,HO$ blanc, lequel par des lavages prolongés, se décompose et laisse du bioxyde rouge de mercure. On l'obtient en dissolvant à chaud du mercure dans un excès d'acide azotique, et en faisant bouillir jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rutilantes; alors on évapore jusqu'à consistance sirupeuse cette dissolution acide, et le sel neutre cristallise si on le laisse dans un mélange réfrigérant.

Azotates basiques. — Lorsqu'on dissout du bioxyde de mercure dans un

excès d'acide azotique, on obtient une liqueur sirupeuse qui tient en dissolution un sel $= HgO, AzO^5, 2HO$. Si l'on sature de l'acide azotique par un excès de bioxyde de mercure, et que l'on traite l'azotate sirupeux par de l'oxyde de mercure récemment précipité, on donne naissance à un sel qui a pour formule $= 2HgO, AzO^5, HO$. Ces deux azotates se comportent avec l'eau comme l'azotate neutre.

Empoisonnement par les préparations mercurielles. Elles sont toutes vénéneuses ; le protochlorure l'est cependant beaucoup moins que les autres. Introduites dans l'estomac ou appliquées à l'extérieur, elles déterminent une irritation locale très-vive, *sont absorbées*, et exercent une action délétère sur le cerveau, le cœur et le canal digestif ; il est donc de la plus haute importance de les administrer avec prudence, et de ne pas en appliquer une trop grande quantité sur la peau, principalement sur les parties ulcérées. Parmi les antidotes proposés pour neutraliser les sels mercuriels, l'albumine (blanc d'œufs délayé dans l'eau) doit occuper le premier rang, comme je l'ai prouvé en 1812 (voy. ma *Toxicologie générale*, t. Ier, 4e édit.). Quant aux *recherches médico-légales,* si le composé mercuriel est dissous dans un liquide aqueux, alcoolique, etc., on le reconnaîtra à l'aide des réactifs des sels de mercure, et si ces réactifs ne donnent pas les résultats énoncés aux pages 615 et 617, parce que le mercure existe en trop petite proportion ou parce qu'il est mêlé à des liquides colorés, il suffira de précipiter le mercure par une lame de cuivre, et non pas à l'aide de la pile de Smithson, qui n'est pas plus sensible que le cuivre, et qui peut induire en erreur (voy. p. 606). Mais, comme le composé mercuriel, par suite de sa combinaison avec des matières organiques végétales ou animales, ou avec les tissus du canal digestif, et même par suite de sa décomposition par ces matières, peut être *devenu insoluble dans l'eau,* dans l'*alcool,* etc., il arrive très-souvent que les liquides n'en contiennent pas trace, et qu'en traitant par l'eau distillée bouillante les dépôts, les précipités, les aliments, les tissus eux-mêmes, on ne dissout pas un atome de ce composé mercuriel. Dans ces cas si nombreux, il faut nécessairement détruire la matière organique soit en la faisant bouillir dans l'eau régale, soit en la chauffant avec de l'acide sulfurique concentré en vaisseaux clos. Dans le premier cas, on évapore *séparément,* jusqu'à siccité, le résidu contenu dans la cornue et le liquide qui distille dans le récipient ; le produit obtenu, si on le fait bouillir avec de l'eau distillée, fournit une dissolution de bichlorure de mercure, d'où la lame de cuivre précipite du mercure ; dans le second cas, on fait bouillir *séparément* dans l'eau régale le charbon *sulfurique* resté dans la cornue, et le liquide qui a dis-

tillé dans le récipient; la dissolution d'eau régale est ensuite évaporée à siccité, et le produit est soumis à l'action de l'eau distillée bouillante, puis à celle de la lame de cuivre. Ces procédés, infiniment supérieurs à celui qui a été décrit par MM. Flandin et Danger, et qui est si compliqué, donnent d'excellents résultats. Dans tous les cas, la lame de cuivre recouverte d'une couche de mercure devra être chauffée en vases clos pour en retirer le mercure.

S'il s'agissait de déceler le mercure dans l'*urine* des individus qui ont avalé un composé mercuriel, il faudrait évaporer ce liquide jusqu'à siccité et traiter la masse desséchée par l'eau régale bouillante; on ferait ensuite passer un courant de chlore gazeux à travers le *solutum;* on évaporerait de nouveau jusqu'à siccité, et on traiterait le produit par l'eau distillée bouillante, qui dissoudrait le composé mercuriel. C'est surtout dans le dépôt qui se forme naturellement dans l'urine abandonnée à elle-même, que l'on trouve le composé mercuriel (voy. ma *Médecine légale*, t. III, 4[e] édit.).

DE L'ARGENT. Ag. **Équiv.** = 1350 (108 fois celui de l'hydrogène).

On trouve l'argent dans la nature, 1° à l'état natif, en Norvège, en Misnie, en Hartz, en Sibérie, en Espagne, en France, mais principalement au Mexique et au Pérou; il est cristallisé ou en masses, et contient presque toujours du fer, du cuivre, de l'arsenic ou de l'or; 2° à l'état de protoxyde combiné avec l'oxyde d'antimoine sulfuré; 3° à l'état d'alliage binaire avec l'antimoine, l'arsenic, le tellure, le mercure, l'or, ou combiné avec le soufre et uni à d'autres sulfures, tels que ceux d'antimoine, d'arsenic, de mercure, ou bien uni au chlore, à l'iode, au brome, au sélénium; 4° à l'état de carbonate.

L'argent est solide, d'une belle couleur blanche très-brillante, plus dur que l'or, mais moins que le cuivre; il est très-ductile et le plus malléable des métaux après l'or; sa ténacité est assez grande; un fil de 2 millimètres de diamètre ne se rompt que sous une charge de 85 kilogrammes; son poids spécifique est de 10,4743, et de 10,61 s'il est écroui.

Soumis à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, il fond à la chaleur blanche, température qui correspond à 1000° du thermomètre à air; il se volatilise assez difficilement à la température du feu de forge; si, après avoir été fondu, on le laisse refroidir lentement, il cristallise en cubes. Il n'éprouve aucune altération de la part du gaz *oxygène* ni de celle de l'*air* à la température ordinaire, *s'il est pur;* il absorbe au contraire jusqu'à 22 fois son volume d'oxygène *s'il est pur,* et si on le

chauffe assez dans un creuset pour le fondre; mais dès qu'on vient à le refroidir, le gaz oxygène absorbé se dégage, comme on peut s'en assurer en jetant dans l'eau de l'argent pur tenu pendant quelque temps en fusion au contact de l'air ou du gaz oxygène (Samuel Lucas); on réussit encore beaucoup plus sûrement, comme l'a prouvé Gay-Lussac, en tenant de l'argent fondu, pendant vingt-cinq à trente minutes, dans un tube de porcelaine traversé par un courant de gaz oxygène. On considère généralement cette absorption de l'oxygène comme étant le résultat d'une dissolution du gaz, et non d'une combinaison; cependant l'expérience suivante faite par Vauquelin semble prouver que c'est une véritable oxydation. — *Expérience.* Si on chauffe de l'argent au moyen du chalumeau à gaz oxygène, il se volatilise, absorbe l'oxygène, et l'oxyde produit se dégage sous forme d'une fumée que l'on peut recevoir dans un verre renversé au-dessus, et dont la surface se recouvre d'un enduit jaune brunâtre; cette oxydation a lieu avec une flamme jaune (Vauquelin).

L'*hydrogène,* le *bore* et l'*azote,* n'exercent aucune action sur l'argent. Il existe un composé d'argent et de fort peu de *carbone* que l'on obtient en chauffant ces corps ensemble; on forme deux *carbures* d'argent, AgC et AgC^2, par voie indirecte, en décomposant le cuminate, le malate ou l'aconitate d'argent, par la chaleur dans un creuset d'argent couvert. Le *phosphore* peut se combiner avec lui à l'aide de la chaleur, et former un phosphure solide, grenu, cristallin, fragile, brillant, plus fusible que l'argent. Il peut aussi se combiner avec le *soufre,* et donner un sulfure, AgS, solide, assez mou pour qu'on ait pu frapper des médailles avec lui, d'un gris bleuâtre, ductile, d'un tissu lamelleux, plus fusible que l'argent, susceptible de cristalliser, décomposable par le feu en soufre et en métal; chauffé avec le contact de l'air ou du gaz oxygène, ce sulfure se transforme en gaz acide sulfureux et en argent; l'acide chlorhydrique bouillant le change en chlorure d'argent et en acide sulfhydrique; il se produit toutes les fois que l'argent est en contact avec de l'acide sulfhydrique, à l'air, dans les fosses d'aisances, dans les eaux sulfureuses, dans les œufs, et que la température est un peu élevée. On l'obtient par les deux procédés décrits à la page 598. On le trouve dans presque toutes les mines d'argent, au Mexique, en Hongrie, en Bohême, etc.

L'*iode* peut s'unir avec l'argent et former un iodure, AgI, jaune pâle, à moins qu'il ne soit fondu, car alors il est rouge foncé; il est blanc s'il est obtenu par la voie humide; il est *insoluble* dans l'eau et dans l'*ammoniaque*; il est plus lentement noirci par la *lumière* que le chlorure d'ar-

gent. On le prépare en décomposant l'azotate d'argent par un iodure soluble.

Le *bromure* d'argent, Ag Br, obtenu par la voie humide, en décomposant l'azotate d'argent par un bromure soluble, est jaune-serin, caillebotté, insoluble dans l'eau, *soluble* dans une quantité notable d'ammoniaque, fusible, indécomposable au feu.

Chauffé avec du *chlore* gazeux, l'argent l'absorbe sans qu'il y ait dégagement de lumière, et passe à l'état de *chlorure,* AgCl. On le trouve en petite quantité en Saxe, en Sibérie, au Hartz, en France, au Pérou, etc.; il est tantôt cristallisé en cubes, tantôt en masses. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est blanc, insipide, caillebotté, et passe rapidement au violet foncé lorsqu'on l'expose à la lumière directe et même diffuse, et qu'il est recouvert d'eau. Gay-Lussac a prouvé que dans cet état il contient moins de chlore, $Ag^2 Cl$, et que l'eau qui le surnage renferme de l'acide chlorique et de l'acide chlorhydrique, produits par l'action d'une portion du chlore sur l'oxygène et sur l'hydrogène de l'eau. Le chlorure d'argent est insoluble dans l'eau et n'éprouve aucune altération de la part de ce liquide lorsqu'il est dans l'obscurité; *il est très-soluble dans l'ammoniaque,* soluble dans une dissolution concentrée de sel ammoniac, surtout lorsqu'elle est bouillante; l'eau peut le précipiter en grande partie de ce *solutum.* Il est peu soluble dans les acides forts, y compris l'acide *azotique bouillant, qui n'en dissout pas la moindre trace; toutefois l'acide chlorhydrique concentré en dissout* $^1/_{200}$ de son poids, et le laisse cristalliser en octaèdres si l'on évapore la liqueur. Quand on le chauffe après l'avoir desséché sur un filtre, il fond à 260°, et fournit, après le refroidissement, une masse grisâtre, demi-transparente, flexible, volatile, indécomposable par la chaleur, connue autrefois sous le nom d'*argent corné,* et qui se trouve quelquefois dans la nature, cristallisée en cubes ou en octaèdres. Il est décomposé par l'hydrogène, qui s'unit au chlore et met l'argent à nu; cette expérience peut être faite en mêlant du chlorure d'argent avec du zinc, de l'eau, et de l'acide sulfurique, substances propres à fournir de l'hydrogène (voyez page 58) (Arfwedson). La potasse, la soude, la baryte ou la chaux, en opèrent aussi la décomposition à une température élevée, et l'on obtient du chlorure de potassium, de sodium, etc., de l'argent *pur,* et du gaz oxygène; d'où il suit que l'alcali est également décomposé. Le plomb ou l'antimoine, chauffés avec ce chlorure, le décomposent en s'emparant du chlore. Le fer et le zinc peuvent opérer cette décomposition dans l'eau froide; ce liquide se décompose en partie, et l'on obtient du chlorure de fer ou de zinc et de l'argent métallique sous forme d'une poussière blan-

che. Le procédé le plus simple pour retirer l'argent du chlorure consiste à le placer dans un vase de zinc ou dans une marmite de fonte, et à le recouvrir de 2 ou 3 centimètres d'eau; si les métaux sont bien décapés, la décomposition marche rapidement; malheureusement, dans ces deux cas, l'argent est mêlé de fer ou de zinc, d'après M. Kessler (voy. *Extraction de l'argent*). Le chlorure d'argent se dissout à la température de l'ébullition dans les chlorures de potassium, de sodium, de baryum, de strontium, de calcium et dans le cyanure de potassium, avec lesquels il forme des sels doubles cristallisables; s'il est récemment précipité, il est très-soluble dans les sulfites et les hyposulfites alcalins. On obtient le chlorure d'argent en versant du chlorure de sodium dans de l'azotate d'argent et en lavant le précipité; on s'en sert quelquefois pour obtenir l'argent pur.

Cyanure d'argent, AgCy. — Soumis à l'action d'une douce chaleur, *il laisse dégager du cyanogène* s'il est bien sec; il fond en un liquide rouge brun, qui devient solide, et acquiert une couleur grisâtre en se refroidissant : dans cet état, il est regardé par Gay-Lussac comme un sous-cyanure indécomposable par la chaleur dans des vaisseaux fermés, mais qui donne de l'argent si on le chauffe avec le contact de l'air. Il est insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique froid; cet acide bouillant le transforme en acide cyanhydrique et en azotate d'argent soluble. Il se dissout dans l'ammoniaque. Chauffé avec du potassium, dans un petit tube de verre, il donne du cyanure de potassium qui, étant dissous dans l'eau, précipite en bleu un mélange de sulfate de protoxyde et de sesquioxyde de fer (bleu de Prusse). On l'obtient en décomposant l'azotate d'argent par l'acide cyanhydrique ou par un cyanure soluble.

L'*eau* et les acides *borique, carbonique, phosphorique, sulfureux* et *fluorhydrique,* sont sans action sur l'argent. L'acide *sulfurique* concentré, qui ne l'attaque pas à froid, l'oxyde à l'aide de la chaleur, se décompose, fournit du gaz acide sulfureux, et il se forme du sulfate de protoxyde d'argent. L'acide *azotique* pur dissout l'argent après l'avoir oxydé, même à la température ordinaire; il se produit du gaz bioxyde d'azote, qui reste d'abord dans la liqueur et la colore en vert, mais qui ne tarde pas à se dégager lorsque la température s'élève : il est évident qu'une portion de l'acide azotique a dû être décomposée. L'acide *chlorhydrique* concentré et bouillant l'attaque peu; les expériences de M. Boussingault prouvent qu'à une chaleur rouge l'argent décompose le gaz acide chlorhydrique, qu'il se dégage de l'hydrogène et qu'il se produit du chlorure d'argent : ce fait est d'autant plus extraordinaire qu'à la même température l'hydrogène réduit le chlorure d'argent, s'empare du chlore pour former

de l'acide chlorhydrique, et met le métal à nu (*Ann. de chim.*, novembre 1833). La dissolution de *chlorhydrate d'ammoniaque*, aidée du contact de l'air, transforme l'argent en chlorure, qui se dissout dans la portion de sel non décomposé (Vogel). L'acide *arsénique* dissous dans l'eau se décompose *en partie* et oxyde l'argent à l'aide de la chaleur : il se produit de l'acide arsénieux et de l'arséniate d'argent. L'acide *sulfhydrique* l'attaque à froid et donne du sulfure d'argent noir.

L'acier et plusieurs des métaux précédemment étudiés peuvent se combiner avec l'argent.

Alliages d'argent et de cuivre. — D'après M. Levol, l'argent et le cuivre peuvent former une combinaison définie Ag^3Cu^4 (718,93 d'argent et 281,07 de cuivre). Tous les autres alliages d'argent et de cuivre sont des mélanges de ce composé avec du cuivre ou de l'argent en excès : du cuivre si le titre est inférieur à 718,93, de l'argent s'il lui est supérieur. (*Journ. de pharm.*, février 1850.)

1° *Alliage de 9 parties d'argent et de 1 partie de cuivre.* On l'emploie pour souder l'argent et faire la monnaie. Les couverts et la vaisselle sont composés de 9 parties et demie d'argent et d'une demi-partie de cuivre; la tolérance est de $^5/_{1000}$; d'où il suit qu'un couvert qui contient $^{945}/_{1000}$ d'argent pur est encore dans les limites de la loi. Les bijoux renferment 8 parties du premier et 2 parties du second; la tolérance au-dessous de ce titre est de $^5/_{1000}$. Les monnaies sont au titre de $^{900}/_{1000}$, avec une tolérance de $^3/_{1000}$ au-dessus et au-dessous de ce titre légal moyen. Ces divers alliages sont blancs, plus fusibles et moins ductiles que l'argent. Le *plaqué* n'est que du cuivre recouvert d'une feuille d'argent.

2° *Alliage de 7 parties d'argent et de 1 partie de plomb.* Il est solide, d'un blanc grisâtre, et se transforme, lorsqu'on le fait fondre avec le contact de l'air, en protoxyde de plomb, qui se vitrifie, et en argent pur; c'est même sur cette propriété qu'est fondé le procédé d'analyse d'un alliage de cuivre et d'argent, connu sous le nom de *coupellation ;* pour cela on introduit dans une coupelle, préparée avec des os calcinés, broyés et lavés, une certaine quantité de plomb métallique (1); on chauffe la coupelle dans un fourneau spécial, et lorsque le plomb est fondu, on y

---

(1) Lorsqu'on agit sur l'alliage qui constitue les monnaies de France, et dans lequel il y a 9 parties d'argent et 1 de cuivre, on emploie, pour 1 gramme d'alliage, 7 grammes de plomb ; il n'en faut que 3 parties pour l'argent de vaisselle; il en faut, au contraire, 10 parties pour faire l'essai de la monnaie de billon : en général, il en faudra d'autant plus que l'alliage contiendra plus de cuivre.

ajoute l'alliage enveloppé dans du papier; le plomb favorise la fusion du cuivre; l'un et l'autre de ces deux métaux passent à l'état d'oxyde, aux dépens de l'oxygène de l'air; les oxydes formés fondent, se volatilisent en partie sous forme de fumée; mais la majeure partie est absorbée par la coupelle, qui peut être regardée, jusqu'à un certain point, comme un filtre pouvant donner passage à ces oxydes fondus; j'ajouterai que l'absorption de l'oxyde de cuivre est favorisée par l'oxyde de plomb qui le tient en dissolution : au bout d'un certain temps, on remarque un phénomène connu sous le nom d'*éclair;* l'alliage devient brillant, et l'opération est terminée; l'argent se trouve seul dans l'intérieur de la coupelle, tandis que les oxydes de cuivre et de plomb ont été complétement absorbés ou volatilisés; on laisse refroidir l'appareil, on pèse le bouton d'argent, et on connaît la quantité qui entre dans la composition de l'alliage : en retranchant cette quantité du poids de l'alliage soumis à l'expérience, on a celle du cuivre.

Toutefois cette méthode d'*essai* est loin d'offrir une grande précision: en effet, l'oxyde de plomb entraîne un peu d'argent à l'état d'oxyde dans la coupelle, surtout quand on emploie trop de plomb ou qu'il y a fort peu de cuivre dans l'alliage; en outre il peut y avoir perte d'argent quand le bouton *végète* ou *roche,* quand l'essai a eu *trop chaud;* il peut se faire aussi que l'argent retienne du plomb quand l'essai a eu *trop froid,* ce que l'on juge parce que la teinte du bouton n'est pas uniforme, que sa surface inférieure est bulleuse, qu'il reste des écailles jaunâtres d'oxyde de plomb au fond de la coupelle, et que le bouton d'essai y adhère alors fortement.

L'*essai de l'argent* par la voie humide, d'après la méthode de Gay-Lussac; préférable à celui dont je viens de parler, doit trouver ici sa place. Cet essai a pour objet de déterminer combien il y a réellement d'argent dans les divers alliages désignés sous les noms d'*argent de monnaie,* de *vaisselle,* de *bijoux,* etc.

Procédé. On dissout dans l'acide azotique 1 gramme de l'alliage à essayer, on verse la dissolution dans un flacon à l'émeri, et l'on ajoute *autant de sel marin* dissous qu'il en faudrait pour précipiter tout l'argent que l'alliage doit contenir (on sait que la monnaie doit en renfermer $^{9}/_{10}$, les couverts et la vaisselle, $^{19}/_{20}$, et les bijoux, $^{8}/_{10}$); on secoue vivement le flacon pendant quelques minutes, et l'on voit tout le chlorure d'argent formé se ramasser au fond, tandis que la liqueur surnageante est limpide. Il est évident que, si l'alliage n'est pas aussi riche en argent qu'il doit l'être, la liqueur contiendra du sel commun dissous qui se sera trouvé en excès; si au contraire cette liqueur renferme de

l'azotate d'argent, l'alliage était plus riche en argent qu'il ne devait être; enfin, si la dissolution ne contient ni azotate d'argent ni chlorure de sodium, l'alliage était bon.

Partant de ces principes, admettons que l'on ait fait dissoudre dans l'acide azotique une quantité d'alliage devant contenir gramme 0,500 d'argent pour être au titre, et que l'on ait ajouté une dissolution de sel marin pur, pesée avec soin, et contenant gramme 0,27136 de ce sel: tout l'argent sera précipité, et il ne restera dans la liqueur ni azotate d'argent ni chlorure de sodium, parce que la quantité de chlore contenue dans 0,27136 de sel est exactement celle qui est nécessaire pour transformer en chlorure d'argent 0 gr., 500 d'argent; on conclura que l'alliage est au titre voulu. Supposons maintenant que la liqueur se trouve contenir, après la précipitation, un excès de chlorure de sodium ou d'azotate d'argent, on tirera une conclusion inverse. Si le sel marin domine, on ajoutera, au moyen d'un *tube gradué* très-étroit, de l'azotate d'argent titré, jusqu'à ce que la liqueur soit dépouillée: en retranchant de 0 gr., 500 la quantité d'argent ajoutée, le reste représentera le titre de l'alliage; ainsi, admettons que l'argent faisant partie de l'azotate que l'on a été obligé de verser dans le tube gradué soit de 0,025, il est certain que l'alliage ne renfermait que 0 gr., 475 d'argent. Si, au contraire, il y avait dans la liqueur, après la précipitation, un excès d'azotate d'argent, on y verserait une dissolution très-faible de sel marin titré, au moyen d'un *tube gradué,* et l'on s'arrêterait dès que la précipitation serait complète: la nouvelle quantité de chlorure d'argent qui se précipiterait contiendrait une proportion d'argent qu'il serait aisé de calculer, puisque l'on sait combien la liqueur contient de chlorure par chaque degré du tube, et par conséquent combien chaque division doit précipiter d'argent (100 parties de ce chlorure renferment 75,34 d'argent), et qu'il faudrait ajouter à 0 gr. 500 pour avoir le titre de l'alliage, qui, dans ce cas, serait plus riche en argent qu'il ne devrait l'être.

Gay-Lussac a eu l'occasion de soumettre à l'essai un lingot d'argent contenant, outre l'or et du cuivre, du *mercure,* et il a remarqué qu'en procédant par la voie humide, c'est-à-dire avec l'acide azotique et le chlorure de sodium, le mercure était dissous comme l'argent, et précipité comme lui à l'état de chlorure; les résultats de l'essai étaient donc défectueux, puisque dans le procédé qui vient d'être décrit on part de ce principe que le sel commun ne précipite de la dissolution azotique que de l'argent. Voici comment Gay-Lussac parvient à reconnaître des traces de mercure dans l'argent: il dissout le lingot dans l'acide azotique, et précipite le *solutum* par le chlorure de sodium; si le précipité

est uniquement formé de chlorure d'argent, il bleuit assez vite par la lumière, même lorsque celle-ci est diffuse; s'il contient quatre à cinq millièmes de mercure, il ne bleuit plus, il reste d'un blanc mat; avec trois millièmes de mercure, il n'y a pas encore de coloration très-prononcée; avec deux millièmes, elle est légère ; avec un, elle est beaucoup plus marquée, mais elle a cependant moins d'intensité que celle du chlorure d'argent pur. Pour éviter les inconvénients qui résultent de la présence du mercure dans les essais d'argent par la voie humide, on verse de l'acétate de soude dans la dissolution azotique d'argent, de cuivre et de mercure; la liqueur ne contient plus dès lors de l'acide azotique libre, mais bien de l'acide acétique, et dans ce cas le mercure n'est plus précipité par les chlorures alcalins (Levol et Gay-Lussac).

Les *alcalis* attaquent à peine l'argent; cependant, lorsqu'on fait fondre de la potasse dans un creuset de ce métal, elle prend à la fois un peu d'oxyde d'argent et d'argent métallique.

Caractères distinctifs : 1° Ses propriétés physiques; 2° sa dissolution dans l'acide azotique, avec lequel il forme un azotate facilement reconnaissable (voy. *Sels d'argent*).

L'argent sert principalement à préparer des alliages, la pierre infernale, etc.

Extraction. — Exploitation des mines d'Europe. Si la mine est riche, on la débarrasse de sa gangue par des lavages, et on la fait fondre avec un poids de plomb égal au sien ; cet alliage est ensuite soumis à la coupellation : pour cela on l'introduit dans une coupelle oblongue que l'on fait chauffer dans un fourneau particulier, et sur laquelle on ne tarde pas à diriger le vent d'un ou de deux soufflets : l'alliage fond, le plomb s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'air, passe à l'état de protoxyde ou de litharge, qui s'écoule, et l'argent, plus pesant, se ramasse en culot au fond de la coupelle.

Il arrive quelquefois que le *plomb d'œuvre*, préparé comme je l'ai dit (p. 568), contient assez d'argent pour que l'on doive chercher à l'obtenir ; alors il faut le soumettre à la coupellation pour le transformer en litharge et en argent pur. Si le cuivre *rosette*, dont j'ai décrit le mode d'extraction, contenait assez d'argent pour pouvoir être exploité avec succès, ainsi que cela arrive quelquefois, on le ferait fondre avec trois fois son poids de plomb ; on laisserait refroidir l'alliage, et on le chaufferait doucement : la majeure partie du plomb entrerait en fusion et entraînerait presque tout l'argent; on séparerait ces deux métaux par la coupellation, tandis que l'on continuerait à chauffer le cuivre pour en extraire tout le plomb.

La mine argentifère de Freiberg, qui renferme très-peu de sulfure d'argent, uni à une très-grande quantité de sulfure de cuivre et de fer, doit être soumise à d'autres opérations : on la grille après l'avoir mêlée avec le dixième de son poids de sel marin ; il se dégage du gaz acide sulfureux, et l'on obtient une masse composée de chlorure de fer, de sulfates de soude, de fer et de cuivre solubles, et de chlorure d'argent, d'oxyde de fer et d'oxyde de cuivre insolubles ; on la réduit en poudre fine, et on l'agite pendant seize ou dix-huit heures, dans des tonneaux, avec 50 p. de mercure, 30 p. d'eau, et 6 p. de fer ; les sels solubles se dissolvent, le chlorure d'argent est décomposé par le fer, et l'argent s'amalgame avec le mercure ; on presse fortement l'amalgame pour en séparer l'excès de mercure, et on le soumet à la distillation : le mercure se volatilise, et l'argent reste. Si la mine renferme très-peu d'argent et beaucoup de gangue, on la mêle avec de la pyrite et on la fait fondre ; celle-ci entraîne l'argent et les autres métaux : alors on la grille à plusieurs reprises pour en séparer le soufre ; on fait fondre de nouveau le produit avec de la mine, puis avec du plomb, et l'on obtient du plomb argentifère, dont on sépare l'argent par la coupellation.

Exploitation des mines du Mexique et du Pérou. Ces mines sont le plus souvent formées d'argent natif, de chlorure d'argent, d'oxyde d'argent, d'argent antimonial, de pyrites de cuivre et de fer, de silex, etc. On les réduit en poudre, et on les mêle avec deux centièmes et demi de sel marin ; on abandonne le mélange à lui-même, et au bout de quelques jours on y ajoute de la chaux : on ne sait pas trop ce qui se passe dans cette opération ; on incorpore le mélange avec du mercure, qui s'amalgame avec l'argent et se précipite ; on traite par l'eau pour dissoudre toutes les matières solubles, et on distille l'amalgame pour en avoir l'argent : ce n'est guère qu'au bout de plusieurs mois que cette opération est terminée.

Préparation de l'argent pur. On mêle 100 parties de chlorure d'argent desséché avec 70 parties de craie (carbonate de chaux), et 4 ou 5 de charbon ; le mélange est exposé à une forte chaleur blanche dans un creuset d'argile ; après le refroidissement, on trouve au fond du creuset un culot d'argent ; dans cette opération, il s'est dégagé du gaz oxyde de carbone, et il s'est formé du chlorure de calcium qui occupe la partie supérieure du creuset, sous forme de scories.

M. Kessler préfère le procédé suivant : On fait dissoudre l'argent allié au cuivre ou au plomb dans la plus petite quantité possible d'acide azotique pur ; on étend la liqueur de dix à vingt fois son poids d'eau pure, et on y verse de l'acétate de protoxyde de fer jusqu'à ce qu'elle ne pré-

cipite plus soit par lui, soit par le chlorure de sodium; l'acétate passe à l'état d'acétate de sesquioxyde, aux dépens de l'oxygène de l'oxyde d'argent; ce métal, mis à nu, se dépose : on le lave à l'eau pure ou acidulée par l'acide acétique d'abord, et à la fin avec de l'eau additionnée de quelques gouttes d'acide sulfurique, jusqu'à ce que le cyanure jaune de potassium et de fer ne précipite plus les eaux de lavage; l'argent ainsi lavé est pur et très-divisé. Si l'on acidulait immédiatement les liqueurs par l'acide sulfurique, celui-ci décomposerait l'azotate de fer qui s'est formé et qui baigne l'argent précipité, et une partie de cet argent se redissoudrait dans l'acide azotique, que l'acide sulfurique aurait rendu libre (*Journ. de pharm.*, février 1847). Si l'on veut avoir l'argent en poudre impalpable, il suffit de faire bouillir, avec du cuivre métallique, un sulfite double d'argent et de soude, ou d'argent et d'ammoniaque, de potasse, de magnésie, etc.

DES OXYDES D'ARGENT.

Sous-oxyde, Ag^2O. — Il est noir, très-peu stable, décomposable par la chaleur. Les acides autres que l'acide chlorhydrique le transforment en argent et en protoxyde qui se combine avec l'acide; l'acide chlorhydrique donne avec lui un chlorure brun, Ag^2Cl. On l'obtient en décomposant le sous-citrate d'argent par la potasse (Wöhler). Il est sans usages.

Protoxyde, AgO. — On le trouve dans la nature, combiné avec l'oxyde d'antimoine sulfuré. Il est solide, d'une couleur olive foncée, réductible au-dessous de la chaleur rouge et par une longue exposition à la lumière; il attire rapidement l'acide carbonique de l'air, en sorte qu'il faut le conserver dans des vaisseaux fermés; il est sensiblement soluble dans l'eau, et le *solutum* verdit le sirop de violettes, propriété qui le rapproche singulièrement des alcalis. Il est susceptible de se combiner avec un très-grand nombre d'acides; l'acide azotique le dissout à merveille; l'eau oxygénée, mêlée d'acide azotique, agit sur lui avec énergie; il se produit une vive effervescence due au dégagement du gaz oxygène de l'eau : une partie de l'oxyde d'argent se dissout, l'autre se réduit d'abord, et se dissout ensuite elle-même, pourvu que l'acide soit en quantité convenable. L'acide chlorhydrique le décompose en se décomposant lui-même, et le transforme en *chlorure d'argent* insoluble; d'où il suit que l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxygène de l'oxyde pour former de l'eau; l'eau oxygénée, aiguisée d'acide *chlorhydrique*, est rapidement décomposée : il y a formation d'eau, dégagement

de gaz oxygène, vive effervescence, et production de chlorure d'argent violet. Il est *très-soluble dans l'ammoniaque;* la dissolution ammoniacale très-concentrée, abandonnée à elle-même pendant plusieurs mois, se décompose : l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxygène de l'oxyde, et forme de l'eau, tandis que l'argent se précipite à l'état métallique (Faraday, voy. p. 632, pour l'argent fulminant). Le protoxyde d'argent est sans usages. Il est formé de 93,11 parties d'argent et de 6,89 d'oxygène. On l'obtient en décomposant l'azotate d'argent par la potasse pure, en lavant le précipité et en le desséchant.

Peroxyde, AgO^2. — Il est en cristaux prismatiques noirs, d'un éclat métallique, décomposables à 150° c., en oxygène et en argent, insolubles dans l'eau; il abandonne facilement une partie de son oxygène, soit qu'on le traite par le phosphore, par l'ammoniaque, ou par les acides sulfurique et phosphorique, etc.; avec ceux-ci on obtient des sels de protoxyde. Il est le résultat de la décomposition de l'azotate d'argent très-étendu d'eau, par la pile électrique. D'après Fischer, il retient toujours en combinaison une portion du sel avec lequel il a été préparé.

DES SELS DE PROTOXYDE D'ARGENT.

Tous les sels d'argent mêlés avec de la soude et chauffés au chalumeau sont décomposés; le métal est mis à nu. Ils sont presque tous insolubles dans l'eau; la plupart d'entre eux brunissent à la lumière. Ceux qui sont solubles ont une saveur acide astringente métallique; ils précipitent en noir par l'acide sulfhydrique et par les sulfures de potassium et de sodium; le précipité est du sulfure d'argent. L'acide chlorhydrique, les chlorures et le chlore, y font naître un dépôt blanc, caillebotté, de chlorure d'argent, soluble dans l'ammoniaque et insoluble dans l'acide azotique même bouillant. La potasse, la soude, et l'eau de chaux, privées de chlorures, en séparent le protoxyde olive hydraté; l'ammoniaque produit le même phénomène, mais redissout le précipité avec la plus grande facilité. Les carbonates en précipitent du carbonate d'argent d'un blanc jaunâtre; les phosphates y font naître un précipité *jaune,* qui est du phosphate d'argent, et les pyrophosphates, un précipité *blanc.* L'acide arsénique et les arséniates y déterminent un précipité rouge-brique. En plongeant une lame de cuivre, de fer ou de zinc, dans une de ces dissolutions, l'argent en est séparé à l'état métallique (voy. *généralités sur les sels,* pour la théorie).

Sulfate, AgO, SO^3 — Il est sous forme d'une masse blanche, soluble dans l'acide sulfurique concentré; il est précipité de cette dissolution

par l'eau, et redissous par une plus grande quantité de ce liquide; 100 parties d'eau bouillante en dissolvent 1 partie; ce *solutum* est incolore, et fournit par l'évaporation des cristaux prismatiques rhomboïdaux brillants. Le sulfate d'argent est complétement réduit à une température rouge. Il est soluble dans l'ammoniaque et laisse déposer, en se refroidissant, des cristaux incolores, formés de sulfate d'argent biammoniacal, $AgO, SO^3, 2H^3Az$. On l'obtient par le 3e procédé (voy. p. 317). Il se produit pendant l'affinage de l'or, métal qui ne se dissout pas dans l'acide sulfurique, tandis que l'argent y est soluble.

Hyposulfite, AgO, S^2O^2. — Il est peu stable, en poudre blanche, peu soluble dans l'eau froide; la lumière le noircit, le décompose et le transforme en sulfure d'argent. Il donne avec l'hyposulfite de soude un sel double cristallisable; on produit ce sel lorsqu'on fait dissoudre du chlorure, du bromure ou de l'iodure d'argent, dans une dissolution d'hyposulfite de soude : dans la photographie, on tire parti de cette propriété pour fixer les images, c'est-à-dire pour enlever l'iodure et le bromure d'argent dans les parties où ils n'ont pas été altérés par la lumière (voy. p. 643). On obtient l'hyposulfite d'argent par double décomposition, en versant une dissolution d'hyposulfite de soude dans de l'azotate d'argent dissous.

Azotate, AgO, AzO^5.— Il cristallise en lames minces, carrées, brillantes; demi-transparentes, qui sont des hexaèdres, des tétraèdres ou des triangles; sa saveur est amère, styptique et caustique; il n'attire point l'humidité de l'air; abandonné à lui-même, il se réduit au bout d'un certain temps, lorsqu'il est en contact avec des matières organiques, et se trouve converti en argent métallique; c'est du moins ce qui a été observé par M. de Fidière, qui, ayant placé, en 1826, de très-beaux cristaux d'azotate d'argent dans un papier non collé, s'aperçut, en novembre 1829, qu'ils étaient changés en lames d'argent métallique très-malléable (*Annales de chimie,* novembre 1829). L'azotate d'argent se dissout dans un poids d'eau froide égal au sien, dans une moindre proportion d'eau bouillante, et dans 10 parties d'alcool. La dissolution aqueuse est incolore, tache la peau en violet (1), et peut être décomposée, à la température de l'ébullition, par le charbon et par le phosphore, qui s'emparent de l'oxygène de l'oxyde. L'acide chromique et les chromates y font naître un dépôt de chromate d'argent rouge. L'azotate de protoxyde d'étain

(1) On fait disparaître cette tache à l'aide d'une solution d'iodure de potassium ; il y a formation d'un iodure d'argent jaune qui ne se réduit pas à la lumière, et qui ne laisse pas de traces.

mêlé d'acide sulfurique étendu la précipite en pourpre, semblable pour la couleur à celui de Cassius. Le mercure en précipite l'argent sous forme de petits cristaux brillants, imitant, par leur disposition, les rameaux et les feuillages d'un arbre : on connaissait autrefois ce précipité d'argent, qui retient un peu de mercure, sous le nom d'*arbre de Diane* (voyez, pour la théorie, les *généralités sur les sels*). Si l'on sépare l'oxyde de la dissolution de l'azotate, à l'aide de la potasse, de la soude ou de l'eau de chaux, et qu'après l'avoir lavé on en mette 10 ou 15 centigrammes dans une petite capsule avec la quantité d'*ammoniaque liquide* suffisante pour en faire une bouillie très-claire, on obtient au bout de quelques heures, lorsque tout le liquide s'est évaporé, une masse solide, qu'il suffit de chauffer, et même de toucher avec un tube de verre ou la barbe d'une plume, pour faire détoner avec la plus grande violence. Cette masse, qui, d'après Gay-Lussac et Sérullas, est composée d'azote et d'argent, $Ag^3Az, 3HO$, et que d'autres chimistes regardent soit comme un amidure d'argent, AgH^2Az, soit comme un composé d'oxyde et d'ammoniaque, AgO,H^3Az, est connue sous le nom d'argent *fulminant ;* elle a été découverte par Berthollet ; sa préparation est accompagnée des plus grands dangers lorsqu'on agit sur quelques centigrammes, et que l'on cherche à les séparer en plusieurs parties. L'*argent fulminant* est solide, gris, inodore, insoluble dans l'eau, soluble dans l'ammoniaque, et décomposable par l'acide sulfurique étendu, qui laisse dégager un peu d'azote ; mais la majeure partie se trouve transformée en sulfate d'argent et en sulfate d'ammoniaque (Sérullas, *Ann. de chim.,* octobre 1829).

Soumis à l'action du calorique, l'azotate d'argent cristallisé se boursoufle, perd une petite quantité d'eau qui était logée mécaniquement entre les lames des cristaux, fond, et constitue la *pierre infernale,* que l'on coule dans des moules cylindriques : elle est parfaitement blanche si on l'a coulée dans un tube de verre ; elle est, au contraire, grisâtre et même noire, si le moule dont on s'est servi est en fer ou en cuivre : cette couleur est due à une portion d'argent très-divisé, séparé de l'azotate par le métal de la lingotière et à une petite quantité de charbon mis à nu par la décomposition du suif avec lequel on graisse la lingotière dans laquelle on coule le sel. Si on chauffe l'azotate d'argent desséché jusqu'au rouge, il se transforme d'abord en *partie* en azotite, puis se décompose ; l'argent est mis à nu, et il se dégage du gaz bioxyde d'azote et du gaz oxygène. L'azotate d'argent solide, mêlé avec du phosphore, produit une détonation violente lorsqu'il est fortement frappé avec un marteau ; on observe des phénomènes analogues, en substituant le soufre au phospore.

Préparation. On fait chauffer légèrement de l'argent *pur* en grenaille, avec de l'acide azotique pur étendu de son poids d'eau distillée (quatrième procédé, p. 317); on évapore la dissolution pour la faire cristalliser. — *Pierre infernale.* On fait fondre l'azotate d'argent à une douce chaleur dans un creuset d'argent ; lorsqu'il est fondu, on le coule dans une lingotière de fer ou de cuivre, que l'on enduit d'un peu de suif : le sel, qui était parfaitement blanc, se colore (voyez p. 632). Si on ne le chauffe pas assez pour le dessécher complétement, il n'est pas aussi caustique qu'il doit être ; si on le chauffe trop, il est décomposé, et au lieu de pierre infernale, on obtient de l'*argent*.

Si l'on prépare l'azotate d'argent avec de l'argent de monnaie qui contient du cuivre, il faut, après avoir dissous les deux métaux dans de l'acide azotique, précipiter l'argent à l'état de chlorure par l'acide chlorhydrique, et réduire le chlorure par le carbonate de soude dans un creuset (voy. p. 622).

L'azotate d'argent est souvent employé comme réactif pour découvrir l'acide chlorhydrique et les chlorures, pour argenter les glaces, et quelquefois aussi pour marquer le linge; on encolle avec un peu d'empois rendu alcalin par du carbonate de soude la partie du linge que l'on veut marquer, puis on écrit avec une dissolution d'azotate d'argent épaissie par un peu de gomme; bientôt les caractères apparaissent, surtout sous l'influence de la lumière. On s'en sert en médecine dans certaines maladies nerveuses convulsives, l'angine de poitrine, etc.; il paraît avoir été utile dans l'épilepsie, la danse de Saint-Guy, les névralgies faciales rebelles, etc. On l'a également administré comme diurétique, et à l'extérieur comme astringent sous forme de collyre. On en donne 5 à 10 centigrammes, associé à quelques extraits narcotiques. Administré à forte dose, il détermine l'inflammation des tissus du canal digestif, les symptômes de l'empoisonnement par les corrosifs, et la mort (voy. ma *Médecine légale,* t. III, 4e édit.). La pierre infernale est employée pour détruire les cicatrices, pour ronger les chairs fongueuses, etc.; c'est un caustique d'autant plus précieux, qu'il borne en général ses effets aux parties qu'il touche.

DES MÉTAUX DE LA SEPTIÈME CLASSE.

Ces métaux, au nombre de trois, savoir : l'or, le platine et le palladium, ne peuvent opérer la décomposition de l'eau, ni absorber l'oxygène de l'air à aucune température. Leurs oxydes sont facilement réductibles par le feu. Les acides sulfurique et azotique n'ont pas d'action sur l'or et le platine ; l'eau régale peut, au contraire, les dissoudre.

DE L'OR. Au. Équivalent = 1227,8 (1).

On ne trouve l'or qu'à l'état natif, ou combiné avec un peu d'argent, de cuivre, de fer, de tellure, etc., mais surtout avec l'argent ; il existe en Transylvanie, en Sibérie, à Kordovan en Afrique, près du Sénégal, vis-à-vis Madagascar, mais principalement au Pérou, au Mexique, au Brésil, en Californie, en Espagne près Grenade, etc. M. Kokcharoff a trouvé dans la partie méridionale de l'Oural une pépite d'or du poids de 36 kil. 017 (*Ann. de chim.*, février 1843). Il est sous forme de grains, de filaments ou de cristaux, et ne se trouve guère que dans les terrains primitifs, intermédiaires et d'alluvion. Les différents échantillons d'or de la Californie sont d'une dimension très-inégale ; ils sont sous forme d'une poudre fine ou de morceaux de la grosseur d'une noix, dont quelques-uns pèsent de 60 à 100 grammes ; cependant la plus grande partie des échantillons que M. Hofmann a eu occasion d'examiner étaient en paillettes irrégulières, de la grosseur d'une tête d'épingle, et toujours mélangées d'une quantité plus ou moins grande de poussière de fer, que l'on peut enlever à l'aide d'un aimant. Elles étaient composées d'or, 89,61 ; d'argent, 10,06 ; de fer et de cuivre, 0,34. L'or de la Californie est donc un alliage presque pur, de $\frac{9}{10}$ environ d'or, et de $\frac{1}{10}$ d'argent. (*Journal de pharmacie,* janvier 1850.)

L'or est presque aussi mou que le plomb, d'une couleur jaune très-brillante, un peu rougeâtre ; en feuilles minces, il est transparent et laisse passer une lumière d'un très-beau vert ; en poudre très-fine, il est d'un jaune violacé. Il est insipide, inodore, extrêmement ductile et malléable ; on le réduit en feuilles si minces, que 30 grammes d'or suffisent pour couvrir un fil d'argent de plus de 200 myriamètres ; sa ténacité est

---

(1) D'autres chimistes le portent à 2450, c'est-à-dire à 96 fois celui de l'hydrogène.

très-grande; son poids spécifique est de 19,258, et devient 19,367 par l'écrouissage.

Soumis à l'action du *calorique,* l'or entre en fusion à une chaleur blanche (1200° environ du thermomètre à air); si on le laisse refroidir lentement, on peut l'obtenir cristallisé en prismes quadrangulaires ou en cubes; il est peu volatil; cependant il se volatilise lorsqu'on le fait fondre au foyer d'un grand miroir ardent, à la flamme du chalumeau de Brook, ou quand on l'expose en feuilles très-minces à l'action d'une forte batterie électrique ou d'une pile très-énergique. Le gaz *oxygène,* l'*air,* l'*hydrogène,* le *bore,* le *carbone* et l'*azote,* sont sans action sur lui. Il en est de même du *soufre,* avec lequel on peut cependant le combiner en deux proportions : en décomposant le sesquichlorure d'or à froid par l'acide sulfhydrique, on obtient un sulfure jaune brun, $Au^2 S^3$; si le sesquichlorure est bouillant, il se forme un sulfure brun foncé, $Au^2 S$. Le *phosphore* s'unit à l'or à l'aide de la chaleur, et donne un phosphure brillant, jaune, fragile. L'*iode* n'agit point sensiblement sur lui; toutefois il existe deux iodures d'or. Le *protiodure,* $Au^2 I$, est jaune-citron, incristallisable, insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; décomposable à 120° c. : on l'obtient en décomposant un excès de chlorure d'or par de l'iodure de potassium (Fordos). Le sesquiiodure d'or, $Au^2 I^3$, n'a pas encore été isolé.

Le *chlore* dissous dans l'eau dissout ce métal et forme un chlorure, pourvu que l'or soit assez divisé. Il existe deux chlorures d'or : le *protochlorure,* $Au^2 Cl$, obtenu en chauffant le sesquichlorure à 200° environ, est jaune pâle, insoluble dans l'eau, décomposable par la chaleur et la lumière, en or et en chlore, et par l'eau chaude en or et en sesquichlorure; le *sesquichlorure,* $Au^2 Cl^3$, d'un rouge brun foncé, fusible, décomposable à environ 200° en protochlorure et en or, est déliquescent, très-soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther (sa dissolution éthérée était anciennement employée sous le nom d'*or potable;* à la longue, elle laisse déposer de l'or métallique); il est d'une saveur acerbe, amère, soluble dans l'acide chlorhydrique, avec lequel il forme un chlorhydrate de chlorure d'or, cristallisable par une évaporation lente dans un air sec; il joue vis-à-vis les chlorures électro-positifs le même rôle que le sublimé corrosif (voy. p. 607). On l'obtient en traitant l'or par l'eau régale et en chauffant jusqu'à siccité.

Aucun des *acides* formés par l'oxygène n'attaque l'or; on a mis à profit le défaut d'action de l'acide sulfurique concentré bouillant sur l'or, pour séparer en grand ce métal de l'argent, qui au contraire se dissout dans l'acide sulfurique bouillant. L'*or* n'est pas attaqué non plus par les

acides *fluorhydrique*, *sulfhydrique* et *chlorhydrique*, ni par les sulfures dissous. L'*eau régale*, préparée avec 8 parties d'acide chlorhydrique à 22 degrés et 2 parties d'acide azotique à 40 degrés, peut dissoudre une partie et neuf dixièmes d'or à l'aide d'une légère chaleur; il se dégage de l'acide hypoazotique, et l'on obtient du sesquichlorure d'or; dans cette expérience, l'or est dissous par le *chlore* (voy. *Action de l'eau régale sur les métaux en général*, p. 275). Les alcalis n'attaquent pas l'or; toutefois, si on le fait chauffer au contact de l'air avec un de ces corps, il absorbe l'oxygène et donne un *aurate* alcalin. Les *monosulfures* n'agissent point sur lui; les *polysulfures* le transforment en sulfures par la voie sèche et humide.

L'or peut s'allier avec un très-grand nombre de métaux.

1° *Alliage de* 9 *parties d'or et de* 1 *partie de cuivre.* Il est employé à faire la monnaie d'or, composée de 900 d'or et de 100 de cuivre; la loi accorde une tolérance de 2 millièmes soit au-dessus, soit au-dessous de ce titre moyen. Les bijoux d'or ont trois titres, savoir : 750, 840 et 920 millièmes d'or; le reste est du cuivre; la tolérance est de 3 millièmes au-dessous pour le titre de 750; les alliages des deux autres titres sont peu employés. Les instruments et ustensiles d'or sont aussi formés par ces deux métaux, mais dans d'autres proportions. Ces divers alliages contiennent en outre un peu d'argent qui se trouve naturellement combiné avec l'or; il suit de là que, pour en faire l'*essai*, il faut déterminer la quantité de cuivre qui entre dans leur composition au moyen du plomb, et celle d'argent et d'or par la coupellation (voy. article *Argent*, p. 624), puis traiter le bouton de retour par l'acide azotique, qui dissout l'argent sans attaquer l'or; la différence de poids avant et après l'opération en indique la quantité; seulement il pourrait arriver que la quantité d'argent fût insuffisante pour pouvoir être séparée convenablement, il faudrait alors en ajouter une proportion déterminée à l'avance par la balance; ce métal, en s'unissant à l'argent contenu dans l'alliage, empêcherait la perte, laquelle, sans cela, serait inévitable. Une monnaie dont le titre moyen est de $^{900}/_{1000}$ exige, pour être passée à la coupelle, 10 parties de plomb. En opérant sur 0 gr. 500, comme on le fait habituellement, il faudra coupeller l'alliage avec 1 gr. 350 d'argent et 5 gr. de plomb.

2° *Alliage de* 11 *parties d'or et de* 1 *partie de plomb.* Il est d'un jaune pâle, aussi fragile que le verre, plus dur et plus fusible que l'or. Il paraît qu'il suffit d'allier avec l'or $^{1}/_{1920}$ de son poids de plomb pour le rendre cassant; il en est de même de l'*antimoine*.

3° *Amalgame d'or fait avec* 1 *partie d'or et* 8 *parties de mercure.* Il est

mou, soluble dans le mercure. On emploie un amalgame composé de 33 parties de mercure et de 67 d'or pour dorer l'argent, le cuivre, etc. (voy. *Dorure*, p. 661).

4° *Alliage d'or et d'argent.* On le trouve dans la nature; il est solide, blanc ou vert, suivant les proportions d'argent ou d'or; il est plus fusible que ce métal. L'*or vert* est formé de 70 parties d'or et de 30 parties d'argent.

Dans le commerce, pour savoir si un alliage contient de l'or, on se contente de frotter la pièce sur un morceau de cornéenne lydienne, appelée pierre de touche, jusqu'à ce que l'on ait produit une trace suffisamment prononcée; alors on passe sur cette couche un liquide composé de 25 parties d'eau et de 38 d'acide azotique à 1,34 de densité, et de 2 d'acide chlorhydrique à 1,17: si la trace persiste sans altération, on en conclut que le métal est de l'or, puisqu'il n'est pas attaqué par ces acides; si, au contraire, elle diminue d'intensité ou qu'elle disparaisse tout à fait, il est évident que l'or était allié ou que le métal est tout autre que de l'or.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques; 2° son action sur l'eau régale, qui le dissout et donne un chlorhydrate de chlorure facilement reconnaissable (voy. p. 640).

On emploie l'or pour dorer le verre ou la porcelaine, pour colorer les verres en rose, pour faire le pourpre de Cassius. Lorsqu'il est très-divisé et préparé au moyen du sulfate de protoxyde de fer, il est administré à l'intérieur, comme le chlorhydrate de chlorure d'or (voy. p. 640), quoiqu'il soit beaucoup moins actif. On s'en sert à l'extérieur pour exciter les ulcérations vénériennes du voile du palais.

Extraction. — Exploitation de l'or mêlé avec du sable ou avec une gangue. Lorsque la mine est réduite en poudre, on la lave sur des planches inclinées : l'or, beaucoup plus pesant, reste, tandis que les parties terreuses sont entraînées; on l'amalgame avec du mercure pour le séparer d'un peu de sable, et on distille l'amalgame pour en volatiliser le mercure.

Exploitation des sulfures aurifères. 1° On les grille suffisamment pour en séparer le soufre, et on les fait fondre avec du plomb d'œuvre, puis on soumet l'alliage à la coupellation; cependant l'or que l'on obtient peut contenir du fer, de l'étain et de l'argent; on en sépare le fer et l'étain en le faisant fondre avec du nitre, qui oxyde ces deux métaux sans altérer l'or ni l'argent; je dirai tout à l'heure comment on le prive de ce dernier métal.

2° *Procédé d'amalgamation.* Si le sulfure est riche en or, on le traite

directement par le mercure, et on distille l'amalgame; s'il n'en renferme que très-peu, on est obligé de le griller avant de l'amalgamer avec le mercure.

Si l'or obtenu par l'un ou par l'autre de ces procédés contient de l'argent, on doit l'en priver; supposons qu'il en renferme 3 parties sur 4: on le fait bouillir pendant demi-heure avec un poids égal au sien d'acide azotique à 25 degrés; on décante et on traite le résidu par une égale quantité du même acide; il se forme de l'azotate d'argent soluble, tandis que l'or n'est pas attaqué; mais, comme tout l'argent peut ne pas avoir été dissous, on fait encore bouillir l'or avec le double de son poids d'acide sulfurique concentré, qui enlève les dernières portions d'argent; ensuite on précipite l'argent de l'azotate et du sulfate, en chauffant ces sels avec des lames de cuivre, et en ayant la précaution de décomposer le sulfate acide dans des vases de plomb; l'azotate peut être chauffé dans des vases de bois. Si l'or ne contient pas les $^3/_4$ de son poids d'argent, on est obligé, avant de le traiter par l'acide azotique, de le fondre avec une assez grande quantité d'argent pour que les proportions du mélange soient dans ce rapport : sans cela, l'argent ne serait pas entièrement dissous.

Pour obtenir l'or *pur,* on réduit le chlorure d'or par le protochlorure d'antimoine à l'aide de la chaleur (Levol, *Journ. de pharm.,* janv. 1844).

DES OXYDES D'OR.

Il existe deux oxydes d'or.

Le *protoxyde,* Au^2O, est pulvérulent, d'un violet si foncé à l'état d'hydrate, qu'il semble noir; desséché, il offre la couleur bleue violette du pourpre de Cassius. Il ne se décompose qu'à 250°, en donnant de l'oxygène et de l'or. La lumière directe est sans action sur lui. L'acide chlorhydrique le transforme en or métallique et en sesquichlorure d'or soluble. Les acides sulfurique, azotique et acétique, ne se combinent pas avec lui. La potasse et la soude ne le dissolvent qu'à l'état naissant. L'ammoniaque fournit avec lui un composé violet et fulminant.

Préparation. On évapore à siccité une dissolution de chlorure d'or, et l'on chauffe la masse sur un bain de sable, en agitant continuellement jusqu'à ce qu'elle ait pris une teinte jaune-serin, *sans dépasser la température de* 150° ; si l'on verse alors de la potasse caustique sur le mélange, il se sépare un précipité noir violet de protoxyde d'or, et la liqueur se colore fortement en jaune par la dissolution d'une partie de l'oxyde dans l'alcali; on filtre, et l'acide azotique, ajouté de manière à saturer

très-exactement la potasse, précipite le reste de l'oxyde sous forme d'un hydrate gélatineux d'un violet foncé (L. Figuier, *Ann. de chim. et de phys.*, juillet 1844).

Le *sesquioxyde hydraté* (*acide aurique*), Au^2O^3, est un produit de l'art; il est brun, à peine soluble dans l'acide azotique concentré, d'où il peut être entièrement précipité par l'eau, insoluble ou presque insoluble dans l'acide sulfurique, soluble dans l'acide chlorhydrique, avec lequel il forme un sesquichlorure stable, que l'eau ne précipite point; il est décomposable par la lumière en or et en oxygène, ainsi que par la chaleur à 245°; il est susceptible de se combiner avec les alcalis et avec d'autres oxydes métalliques, vis-à-vis desquels il joue en quelque sorte le rôle d'acide pour former des *aurates*, dont les acides, excepté l'acide chlorhydrique, précipitent l'oxyde d'or; desséché dans le vide ou à l'air libre, il contient 24 pour 100 ou 8 équivalents d'eau; il se réduit en partie si on cherche à lui enlever de l'eau à la chaleur du bain-marie. On l'a employé dans les scrofules compliquées de syphilis, à la dose de 5 à 50 milligrammes par jour.

Préparation. On évapore presque jusqu'à siccité le chlorure d'or, et l'on reprend par quelques gouttes d'eau régale le léger dépôt de protochlorure d'or qui reste toujours après l'action de la chaleur; on dissout ce chlorure dans l'eau, et la solution brune qui en résulte est *saturée très-exactement* par du carbonate de soude dissous ou solide, et exempt, autant que possible, de chlorure, pour éviter la formation du chlorure double d'or et de sodium; la liqueur est portée à l'ébullition en maintenant toujours son exacte neutralité; on fait bouillir pendant une demi-heure, ou plutôt jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité par l'action de la chaleur; mais comme la liqueur retient à peu près 14 pour 100 d'or, à l'état de chlorure double d'or et de sodium, après l'avoir filtrée on la saturera par du carbonate de soude, qui produira à chaud la transformation du chlorure double existant dans la liqueur en *aurate* de soude avec dégagement d'acide carbonique; la liqueur verdâtre, saturée par de l'acide sulfurique, laissera précipiter le restant du sesquioxyde, si on la chauffe; si l'acide sulfurique était employé en excès, il se formerait de l'acide chlorhydrique, qui dissoudrait l'oxyde précipité; il est dès lors avantageux de laisser à la liqueur verdâtre une réaction légèrement alcaline (Figuier).

Autres oxydes d'or. — *Oxyde intermédiaire*, Au^2O^2. Son existence est douteuse; il serait le résultat de l'action du protochlorure d'étain sur le sesquichlorure d'or.

Acide peraurique. — M. Figuier pense qu'il existe un acide plus oxygéné que l'acide aurique.

DES SELS D'OR.

On ne connaît réellement que les chlorures d'or, le chlorhydrate de sesquichlorure, et le séléniate. L'azotate et le sulfate préparés avec l'oxyde d'or et les acides azotique et sulfurique concentrés ne contiennent que très-peu d'oxyde en dissolution, et il suffit d'y ajouter de l'eau pour le précipiter en entier.

Chlorhydrate de sesquichlorure d'or (*muriate d'or, sel d'or, chlorure d'or*). — Il cristallise en prismes quadrangulaires aiguillés ou en octaèdres tronqués, d'un jaune foncé, qui se liquéfient en été; il est doué d'une saveur styptique très-astringente et désagréable, et se décompose par le calorique en acide chlorhydrique et en sesquichlorure d'or, à moins qu'on ne chauffe davantage, car alors il fournit en outre du chlore et du protochlorure d'or; et si la température est encore plus élevée, on finit par n'obtenir que du chlore et de l'or spongieux et mat. Il attire fortement l'humidité de l'air, et se dissout très-bien dans l'eau; le *solutum,* d'une couleur jaune plus ou moins foncée, suivant son degré de concentration, rougit l'*infusum* de tournesol et colore l'épiderme de presque toutes les substances végétales et animales en pourpre foncé: cette couleur est indélébile. Il peut être décomposé, ainsi que le *sesquichlorure d'or,* Au^2Cl^3, par un très-grand nombre de corps simples ou composés, avides d'oxygène, qui s'emparent de l'oxygène de l'eau, tandis que l'hydrogène s'unit au chlore, et il se précipite de l'or.

1° Si l'on met un cylindre de phosphore dans ce *solutum* étendu, et qu'on renouvelle celui-ci à mesure qu'il se décolore, on pourra, au bout de quelque temps, en mettant le cylindre dans l'eau bouillante, fondre le phosphore qui était en excès, et obtenir un canon d'or pourpre susceptible d'être bruni. 2° Le sulfate de protoxyde de fer, versé dans cette dissolution, la précipite tout à coup en brun, et on voit paraître à la surface du liquide des pellicules d'or excessivement minces; le précipité formé par l'or métallique en prend tout l'éclat par le frottement, le sel de fer passe à l'état de sulfate de sesquioxyde. 3° L'éther et les huiles volatiles (substances avides d'oxygène) commencent par s'unir avec cette dissolution; mais, au bout de quelque temps, l'or se précipite en lames, en écailles ou en feuillets brillants. 4° L'azotate de protoxyde de mercure précipite le chlorure d'or en bleu gris; le précipité est

formé de bioxyde de mercure et de protoxyde d'or. 5° Le gaz hydrogène et les acides phosphoreux et hypophosphoreux, tels qu'ils sont obtenus dans les laboratoires, le décomposent également. 6° L'étain fournit le réactif le plus sensible pour reconnaître les plus petites quantités d'or : une dissolution de ce métal, assez étendue pour que le sulfate de protoxyde de fer n'indique pas sa présence, donne, par une lame d'étain, avec l'addition de quelques gouttes d'acide chlorhydrique, une nuance rose, et détermine, au bout de quelques heures, un précipité de pourpre de Cassius (stannate de protoxyde d'or).

Les *alcalis* (potasse, soude, baryte, strontiane, et chaux), versés en petite quantité dans le chlorhydrate de sesquichlorure d'or peu acide, en précipitent un sous-chlorure jaune, tandis qu'ils en séparent de l'oxyde brun si on les emploie en excès et que l'on chauffe la liqueur. Si le chlorhydrate est très-acide, il se forme des sels doubles solubles, et il n'y a point de précipité (1); cependant, suivant M. Figuier, la potasse précipite cette dissolution à froid au bout d'un certain temps, même lorsqu'elle est très-acide. L'acide *sulfhydrique* et les sulfures y font naître un dépôt chocolat foncé, qui est du sulfure d'or. Le *cyanure jaune de potassium et de fer* ne le précipite point; toutefois la liqueur verdit et laisse déposer, au bout d'un certain temps, du bleu de Prusse provenant du cyanure. L'acide *oxalique* à chaud réduit l'or instantanément sous forme d'une poudre noire, et il se dégage de l'acide carbonique. L'*ammoniaque* en sépare des flocons jaunes rougeâtres lorsqu'on l'emploie en petite quantité; un excès d'ammoniaque change cette couleur en jaune-serin : les flocons ainsi obtenus, lavés et séchés à une douce chaleur, constituent l'*or fulminant*, qui est solide, jaune, insipide, inodore, décomposable par la chaleur, par les rayons lumineux concentrés, ou par un frottement subit et vif; cette décomposition est accompagnée d'une forte détonation. Suivant M. Dumas, l'or fulminant pourrait être représenté par les deux formules suivantes, 1° $2H^3Az$, Au^2O^3, HO; 2° H^3Az, Au^2Az, 4HO. Proust, Berthollet, et M. L. Figuier, le considèrent, au contraire, comme un composé de sesquioxyde d'or et d'ammoniaque (sous-aurate d'ammoniaque) $= Au^2O^3, 2H^3Az$, HO.

On emploie ce sel dans les arts pour préparer le pourpre de Cassius et l'or métallique très-divisé.

---

(1) Pelletier n'admettait point l'existence des sels doubles dont je parle; il les considérait comme de simples mélanges.

Préparation. Pour obtenir le sel d'or *jaune,* on chauffe dans une capsule de porcelaine, au bain-marie saturé de sel marin, 1 partie d'or pur avec 2 parties d'eau régale composée de 3 parties d'acide chlorhydrique, de 1 partie d'acide azotique, et de 1 partie d'eau distillée. Si l'on veut avoir le chlorure d'or rouge, on emploie de l'eau régale ne contenant que 2 parties d'acide chlorhydrique (*Journal de pharmacie,* mai 1844).

Du pourpre de Cassius (*stannate de protoxyde d'or*), $3StO^2, Au^2O, 4HO$. — Le pourpre de Cassius, si souvent employé dans la peinture et dans la coloration des porcelaines et des verres, est un stannate de protoxyde d'or.

Préparation. On dissout 20 grammes d'or dans 100 grammes d'eau régale faite avec 4 parties d'acide chlorhydrique et 1 partie d'acide azotique; on évapore presque jusqu'à siccité; on dissout le produit dans l'eau, on filtre, on étend le liquide de manière à avoir $^3/_4$ de litre; on place alors quelques fragments de grenaille d'étain dans la liqueur, qui se trouble bientôt et devient bleuâtre en quelques minutes; on voit sa teinte se foncer peu à peu, et au bout d'un quart d'heure elle a pris une couleur pourpre admirable; le précipité s'est déposé, et il n'y a plus qu'à le recueillir sur un filtre; si le précipité ne se déposait pas, il suffirait de chauffer légèrement le liquide et d'y ajouter un peu de sel marin (Figuier, *loc. cit.*). Il est inutile de dire que c'est l'oxygène de l'eau qui oxyde les deux métaux, pendant que l'hydrogène de ce liquide se combine avec le chlore du chlorure d'or.

Les préparations d'or, employées autrefois par plusieurs praticiens, étaient bannies depuis longtemps, lorsque Chrestien proposa de les introduire de nouveau dans la pratique de la médecine. L'or métallique, le pourpre de Cassius, le chlorhydrate de sesquichlorure et de sodium, et l'oxyde d'or, ont été administrés comme antisyphilitiques et antiscrofuleux, et paraissent avoir réussi dans quelques circonstances où les préparations mercurielles avaient échoué; on les emploie ordinairement en frictions sur la langue, savoir : l'or métallique à des doses croissantes de 1 à 20 centigrammes par jour; le sesquioxyde d'or et le pourpre de Cassius de 5 à 50 milligrammes, et le sel double d'or et de sodium de 2 à 16 milligrammes : on associe ce dernier à quelque poudre végétale inerte. Administrés à plus forte dose et de la même manière, ils excitent puissamment le système artériel et donnent lieu à des accidents fâcheux. (On peut consulter avec fruit l'ouvrage du docteur Legrand, intitulé *de l'Or et de son emploi en médecine;* Paris, 1 vol.)

DAGUERRÉOTYPE.

C'est sur la propriété que possèdent les composés d'argent d'être modifiés sous l'influence de la lumière, qu'est fondé le daguerréotype; en effet, le procédé consiste à prendre une feuille d'argent plaqué dont le poids ne doit pas dépasser celui d'une forte carte; on la polit au moyen de tripoli très-pur et de rouge d'Angleterre que l'on étend simultanément, à l'aide d'un tampon de coton imprégné d'acide azotique dissous dans seize fois son volume d'eau. Lorsque la plaque est parfaitement brunie, on l'expose à l'action de la vapeur d'iode à froid, jusqu'à ce qu'elle ait acquis une teinte jaune d'or et qu'il se soit formé de l'iodure d'argent; si on la laissait plus longtemps, elle deviendrait violette et ne serait plus aussi sensible à l'action de la lumière; on la place alors pendant quelques instants au-dessus de la vapeur du brome, obtenue à l'aide d'une dissolution très-étendue de brome dans l'eau; le brome est une substance *accélératrice* qui va se condenser sur la couche d'iodure d'argent, en donnant naissance à une petite quantité de bromure d'argent, et en exaltant ainsi la sensibilité de la couche à la lumière; on sait qu'une plaque ainsi préparée acquiert une sensibilité telle, que la durée de l'exposition dans la chambre obscure est réduite à $1/_{60}$ de ce qu'elle serait si l'on n'avait pas fait usage de brome. On introduit alors la plaque ainsi préparée dans la chambre noire, de telle sorte qu'elle se trouve exactement dans le même plan que la glace dépolie qui y avait été glissée quelques minutes auparavant. Il n'y a pas de guide certain qui puisse déterminer le temps pendant lequel la plaque doit rester ainsi exposée aux rayons lumineux; ce temps varie suivant la teinte plus ou moins foncée de la couche d'iodure et de bromure d'argent, la clarté de l'objet à daguerréotyper, etc.; lorsqu'on pense que l'épreuve doit être terminée, on la retire de la chambre noire, en évitant avec soin de la laisser en contact avec la lumière; à cette époque, l'épreuve est dessinée sur la plaque, mais elle n'est pas encore visible; pour qu'elle le devienne, il faut l'exposer à la vapeur mercurielle dans un appareil particulier. Chaque portion de l'iodure et du bromure d'argent qui a été en contact avec la lumière a été altérée, et permet au mercure de se déposer à la surface de l'argent sous forme de globules microscopiques (c'est de cette manière que sont constitués les blancs); chaque portion d'iodure et de bromure d'argent, au contraire, qui est restée dans l'ombre est demeurée intacte; le mercure ne peut donc s'y déposer, et lorsque, par un lavage convenable, on aura dissous l'iodure et le bromure d'argent, il

restera de l'argent parfaitement bruni (c'est ainsi que sont produites les parties noires de l'épreuve). Une dernière phase de l'opération consiste donc à débarrasser la plaque de l'iodure et du bromure d'argent restant, ce qui se fait très-facilement à l'aide d'une dissolution d'hyposulfite de soude, laquelle forme, avec l'iodure et le bromure d'argent, de l'hyposulfite double d'argent et de soude soluble.

Depuis quelques années, M. Fizeau a eu l'heureuse idée de plonger les épreuves daguerriennes dans une solution bouillante de chlorure d'or. On emploie aujourd'hui l'hyposulfite de soude et d'or; de cette façon, les images sont rendues inaltérables et peuvent résister à un frottement même assez énergique; le sel double de soude et d'or laisse déposer de l'or sur toute la surface de l'image préalablement lavée; l'argent qui forme le fond du tableau est comme bruni par le vernis d'or qui le recouvre, tandis que les globules de mercure, qui forment les *clairs,* s'unissent à l'or et augmentent de volume, de solidité et d'*éclat;* les *noirs* deviennent aussi plus obscurs.

On peut également, dans la photographie, se servir, au lieu de plaques métalliques, de *papiers photogéniques.*

DU PLATINE. Pt. **Équivalent** = 1232.

On trouve le platine dans plusieurs parties des Indes occidentales, principalement à Choco, à Barbacoas, à Saint-Domingue, au Brésil, etc.; il en existe une très-petite quantité dans quelques minerais d'Alloué et de Melle, en France. Il est sous forme de petits grains aplatis, contenant, outre le platine, un très-grand nombre de métaux, du soufre, de l'acide silicique, etc.; quelquefois cependant il existe sous forme de masses du poids de 500 ou 750 grammes; on a même trouvé dans l'Oural un morceau de platine du poids de 4 kil. 320. Vauquelin en a retiré de la mine d'argent de Guadalcanal, en Espagne.

Il est solide, très-brillant, d'une couleur presque aussi belle que celle de l'argent (1), très-ductile et très-malléable; il occcupe le troisième

(1) Le platine réduit du protochlorure de platine par une dissolution concentrée de potasse et par l'alcool à chaud est sous forme d'une *poudre noire,* qui se comporte avec le gaz hydrogène comme l'éponge de platine (voy. p. 56); toutefois il agit encore sur ce gaz avec plus d'intensité. M. Liebig explique l'incandescence par la grande condensation qu'ont éprouvée le gaz hydrogène et l'air (*Annales de chimie,* novembre 1829).

rang pour la ductilité et le cinquième pour la malléabilité; il a une ténacité presque égale à celle du fer, à moins qu'il ne retienne un peu d'iridium, car, dans ce dernier cas, un fil de platine de 2 millimètres de diamètre se rompt sous un poids de 125 kilogrammes ; sa dureté est peu considérable, excepté quand il contient de l'iridium; son poids spécifique est de 21,53 lorsqu'il n'a pas été forgé, et de 21 s'il a été fondu. Il est moins bon conducteur du calorique que l'argent, le cuivre, etc. Le platine *en éponge* (*mousse de platine*), celui qui provient de la calcination du chlorure de platine ammoniacal est spongieux, terne, d'un gris cendré, et prend de l'éclat par le frottement.

Le platine ne peut être *fondu* qu'au moyen du feu alimenté par le gaz oxygène ou à l'aide du chalumeau de Brook : dans ce dernier cas, il paraît se volatiliser; dans aucune de ces circonstances, il ne s'oxyde, d'où il suit que l'*air* et le gaz *oxygène* sont sans action sur lui ; cependant, d'après Doebereiner, le platine très-divisé, étant exposé à la lumière et à l'air, absorbe 200 à 250 fois son volume d'oxygène sans se combiner chimiquement avec lui. A la chaleur blanche, il se ramollit, se laisse forger, et peut se souder sur lui-même comme le fer; cette propriété permet de confectionner des ustensiles de platine et de transformer l'*éponge de platine* en platine malléable. Il n'agit pas directement sur le gaz *hydrogène,* si toutefois l'on en excepte ce qui a été dit à la page 56 ; on admet cependant l'existence d'un *hydrure* de platine cristallisé en paillettes, qui résulterait de la décomposition de l'eau par un alliage de platine et de potassium. Le *bore* ne s'unit pas directement avec le platine; mais si l'on fait un mélange de charbon, d'acide borique et de platine très-divisé, épaissi par de l'huile grasse, et qu'on le fasse chauffer fortement dans un creuset brasqué, on obtient du *borure* de platine solide, fragile, insipide, inodore et fusible. Si l'on soumet pendant quelques heures à l'action d'un feu très-violent un mélange de *charbon* et de platine, le métal fond et augmente de poids; son aspect est blanc grisâtre; il se lime difficilement et ne pèse plus que 20,5 : d'après M. Boussingault, le platine, dans cette expérience, aurait décomposé l'acide silicique contenu dans le charbon pour s'unir au *silicium,* en sorte que la masse fondue serait un alliage de platine et de silicium; quoiqu'il en soit, on obtient un *carbure* de platine en faisant passer sur un fil de ce métal chauffé jusqu'au rouge blanc du gaz oléfiant (voy. p. 249), ou bien en faisant bouillir de l'acide tartrique avec du chlorure de platine, ou en calcinant à une température modérée certains sels organiques à base d'oxyde de platine ; ce *carbure* est noir et insoluble dans l'eau; l'eau régale dissout le platine et laisse le carbone. Le *phosphore* s'unit directement au pla-

tine à l'aide de la chaleur, et donne un protophosphure solide, très-dur, d'un blanc d'acier, plus fusible que le platine, et susceptible de se transformer en acide phosphorique et en platine lorsqu'il est chauffé à l'air ou dans le gaz oxygène; cette action explique pourquoi les creusets de platine sont percés par le phosphore en quelques instants. Le *perphosphure* de platine est d'un gris de fer, avec un léger éclat métallique.

Le *soufre* peut s'unir directement, à une chaleur rouge, avec *la mousse* de platine, et non avec le platine forgé; il se forme un *protosulfure*, PtS, gris bleuâtre, indécomposable en vases clos, décomposable par l'air, à chaud, qui le change en acide sulfureux et en platine. — *Bisulfure*, PtS^2. Il est noir, décomposable, en vaisseaux clos, en soufre et en protosulfure, passant à l'état de sulfate de bioxyde lorsqu'on le traite par l'acide azotique. On l'obtient en décomposant le bichlorure de platine par l'acide sulfhydrique. Ces deux sulfures sont solubles dans les sulfures alcalins et dans les alcalis caustiques ou carbonatés; ce fait explique la formation d'un sulfure double de potassium et de platine lorsqu'on fond du foie de soufre dans un creuset de ce même métal.

L'*iode* ne peut pas se combiner directement avec le platine, mais on obtient deux *iodures*, PtI et PtI^2, en faisant agir le proto ou le bichlorure de platine sur l'iodure de potassium dissous, le premier à la température de l'ébullition; ces iodures sont noirs, pulvérulents, et insolubles dans l'eau. Le biiodure se combine facilement à d'autres iodures, et produit des composés doubles cristallisables à proportions déterminées (Lassaigne, 1832).

Le *chlore* peut former deux chlorures avec le platine.

Protochlorure, PtCl. — Il est solide, vert foncé, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, soluble dans le bichlorure, décomposable à une chaleur rouge et par les alcalis; il est insoluble dans les acides azotique et sulfurique, et soluble dans l'acide chlorhydrique, qui le transforme en bichlorure et en platine. On l'obtient en décomposant le bichlorure à 200°; il se dégage du chlore, et il reste du protochlorure.

Protochlorure ammoniacal (*sel de Magnus*), PtCl, H^3Az. — Il est très-stable, non attaquable par les acides et les alcalis à froid, laissant dégager l'ammoniaque lorsqu'on le fait bouillir pendant longtemps avec les acides et les alcalis les plus énergiques. Il existe sous deux modifications isomériques: 1° il est *vert*, en aiguilles, insoluble dans l'eau, dans l'alcool, dans l'éther, et dans l'acide chlorhydrique; on l'obtient en faisant passer du gaz acide sulfureux dans une dissolution bouillante de chlorhydrate de bichlorure de platine, préalablement neutralisée par l'ammoniaque; 2° il est *jaune* cristallisé; on l'obtient en faisant

dissoudre le précédent à chaud dans l'azotate ou le sulfate d'ammoniaque.

Sels de Gros.— Ils sont formés d'un acide et d'une base, PtClO, H^6Az^2; celle-ci est produite en faisant bouillir avec *une petite quantité* d'acide azotique les sels verts ou jaunes de Magnus.

Azotates de Raewsky. — Lorsqu'on fait bouillir le sel de Magnus *avec un grand excès d'acide azotique,* on obtient deux azotates, l'un, Pt^2ClO^5, $H^{12}Az^4$, $2AzO^5$, en petits prismes aiguillés décomposables par la chaleur, avec déflagration; l'autre, $Pt^2Cl^2O^4$, $H^{12}Az^4$, $2AzO^5$, reste dans les eaux mères et ne se dépose que difficilement.

Sels de Reiset.— En faisant digérer le sel de Magnus dans un excès d'ammoniaque, en présence de l'eau, on obtient un corps d'un blanc légèrement jaunâtre en prismes volumineux, PtCl, H^6Az^2, HO. Ce corps traité par le sulfate d'argent, après avoir été dissous dans l'eau, laisse précipiter tout son chlore et devient PtO, H^6Az^2, SO^3, sel incolore, dont on peut extraire par l'eau de baryte la base PtO, H^6Az^2, HO; celle-ci est alcaline, en aiguilles cristallines, d'un blanc opaque, d'une saveur caustique, déliquescentes, bleuissant fortement le papier de tournesol rougi, attirant l'acide carbonique de l'air, et déplaçant l'ammoniaque de ses combinaisons salines; elle est susceptible de former plusieurs sels avec les acides sulfurique, azotique et carbonique, avec les chlorures, les bromures, les iodures, etc.; si on la chauffe à 110°, elle perd un équivalent d'ammoniaque et un équivalent d'eau, et se trouve transformée en une autre base, PtO, H^3Az, insoluble dans l'eau et dans l'ammoniaque.

Bichlorure de platine, $PtCl^2$. — Il est d'un rouge intense lorsqu'il est solide ou en dissolution concentrée, et jaune s'il est étendu de beaucoup d'eau; il est déliquescent, très-soluble dans l'eau, et soluble dans l'alcool; on peut l'obtenir cristallisé en prismes, en évaporant le *solutum* aqueux; il peut s'unir à l'acide chlorhydrique et former un *chlorhydrate de bichlorure,* qui constitue la dissolution généralement désignée sous les noms de *muriate,* d'*hydrochlorate,* de *chlorure* ou de *sel de platine* (voy. *Sels de platine*); si on le chauffe fortement, il fournit du chlore et du platine en éponge; il se combine à presque tous les chlorures, et forme des *chloroplatinates.* On l'obtient en dissolvant le platine dans l'eau régale, en évaporant et en desséchant; mais il est rare qu'en suivant ce procédé, il soit exempt d'acide chlorhydrique; pour le priver de cet acide, il faut dissoudre le produit de l'évaporation dans une petite quantité d'eau, et y verser de l'acide sulfurique concentré, qui en sépare sur-le-champ du *bichlorure anhydre.*

Bichlorures doubles ou *chloroplatinates*, $PtCl^2$, KCl ; $PtCl^2$, $NaCl$; $PtCl^2$, H^3Az, HCl. — Ces bichlorures sont formés de bichlorure de platine et d'un autre chlorure, tels que ceux de potassium, de sodium, de baryum, de strontium, de calcium, etc. ; ceux de potassium et d'ammoniaque sont peu solubles dans l'eau. Les chlorures doubles sont facilement décomposés par le feu ; le chlorure double de platine se transforme alors en platine spongieux si l'autre chlorure est volatil, comme le chlorure d'ammonium (chlorhydrate d'ammoniaque), ou en platine pulvérulent très-divisé, si au contraire il est fixe ; on le débarrasse de ce dernier par des lavages à l'eau chaude.

Dans ces derniers temps, M. Gerhardt a obtenu un bichlorure monoammoniacal, en octaèdres d'un jaune-citron, et plusieurs autres sels ; il est parvenu à retirer de ces sels l'acide platinique (bioxyde cristallisé). «Dans mon opinion, dit-il, mes nouveaux sels, ainsi que les composés de MM. Gros et Raewsky, sont au bioxyde de platine ce que les combinaisons de MM. Reiset et Peyrone sont au protoxyde de ce métal. Tous ces sels contiennent des alcalis particuliers qui représentent de l'ammoniaque dans laquelle une partie de l'hydrogène est remplacée par du platine ; dans ceux de M. Reiset, un équivalent d'hydrogène est remplacé par son équivalent de platine (*platinosum*) ; dans les miens, deux équivalents d'hydrogène de l'ammoniaque sont remplacés par l'équivalent du platine qui est contenu dans les sels platiniques, équivalent qui pèse moitié moins que le *platinosum*, et que je désigne sous le nom de *platinicum* » (voy. *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, numéro du 19 août 1850).

Les *acides simples* n'exercent aucune action sur le platine ; toutefois il est dissous par l'acide azotique, quand il est allié à une quantité suffisante d'or et d'argent. L'*eau régale* le dissout, et se comporte avec lui comme avec l'or, avec cette différence qu'elle agit très-bien sur ce dernier métal lorsqu'elle ne marque que 10 ou 11 degrés à l'aréomètre, tandis qu'elle n'exerce aucune action sur le platine, à moins d'être à 15 ou 16 degrés : sa dissolution est un chlorhydrate de bichlorure. Cent p. d'eau régale formée de 75 p. d'acide chlorhydrique à 15 degrés, et de 25 p. d'acide azotique marquant 35 degrés, peuvent dissoudre 13,2 de platine.

Le platine peut s'allier avec presque tous les métaux et avec l'acier. Uni avec dix fois son poids d'*arsenic*, il donne un produit blanchâtre, très-fragile, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge ; chauffé avec le contact de l'air, cet alliage se décompose, l'arsenic se volatilise à l'état d'acide arsénieux, et le platine reste. Jeannety mit cette propriété à profit pour extraire le platine de sa mine ; mais le métal ainsi obtenu

n'est jamais complétement débarrassé des matières étrangères. Chauffé fortement avec l'*or*, le platine donne un alliage plus fusible que lui, sans action sur l'air ou sur le gaz oxygène, et attaquable par l'acide azotique, phénomène d'autant plus extraordinaire qu'aucun des deux métaux n'a d'action sur cet acide ; cet alliage est encore remarquable en ce qu'il a la même couleur que le platine, lors même qu'il est composé d'une partie de ce métal et de 11 parties d'or.

La potasse, la lithine, et même la soude, ainsi que l'azotate de potasse, fondus dans un creuset de platine, l'attaquent, et il se forme une poudre noire qui, mise en contact avec l'acide chlorhydrique, se transforme sur-le-champ en bichlorure de platine et de potassium ou de sodium. La facilité avec laquelle ces substances, le phosphore et le foie de soufre, agissent sur ce métal, diminue singulièrement les avantages que l'on avait cru d'abord retirer des creusets de platine, pour les opérations chimiques.

Caractères distinctifs. 1° Ses propriétés physiques ; 2° son action sur l'eau régale, qui le dissout et donne un chlorhydrate de chlorure facile à reconnaître (voy. p. 653).

Le platine est employé pour préparer des cornues, des creusets, des capsules, et divers ustensiles de chimie : il serait à souhaiter qu'on pût l'obtenir avec assez d'économie pour que son usage devînt plus général, car il est le moins fusible et le moins altérable de tous les métaux connus ; on s'en sert pour faire des chaudières avec lesquelles on concentre l'acide sulfurique en grand ; on est même parvenu à souder deux bouts de platine sans addition d'aucun autre métal, ce qui peut devenir d'une très-grande utilité pour réparer les vases de ce métal qui ont été perforés.

Extraction. La mine de platine renferme du *platine,* du *rhodium,* du *palladium,* du cuivre, du plomb, du mercure, du fer, du soufre, de l'*osmium,* de l'*iridium,* du chrome, du titane, de l'alumine et du sable. On la traite en vases clos par cinq ou six fois son poids d'un mélange fait avec 3 parties d'acide chlorhydrique et 1 partie d'acide azotique (eau régale) ; on obtient une dissolution brune jaunâtre, que l'on décante ; on fait bouillir à plusieurs reprises avec une nouvelle quantité d'eau régale, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'action : dans cette expérience, le soufre est acidifié, tous les métaux sont oxydés, excepté une grande partie de l'iridium et de l'osmium ; plusieurs de ces oxydes sont dissous ; il reste au fond de la cornue une poudre. La dissolution *A* renferme des sels de platine, de rhodium, de palladium, de cuivre, de plomb, de mercure, de fer, d'un peu d'iridium et d'osmium ; elle con-

tient en outre de l'acide sulfurique. Le résidu noir pulvérulent *B* est formé d'iridium, d'osmium, de sable, d'un peu d'alumine, d'oxyde de fer, d'oxyde de chrome et d'oxyde de titane; ces trois derniers sont unis entre eux et ne se dissolvent pas dans l'eau régale. Enfin le liquide *C* condensé dans le récipient renferme, d'après les expériences de Laugier, beaucoup d'acide et une certaine quantité d'*osmium* oxydé.

On mélange 100 grammes du résidu *B* avec 300 grammes d'azotate de potasse; on introduit ces deux corps dans un grand creuset, et on les chauffe pendant une heure à une température rouge dans un fourneau à vent. Après cette calcination, la masse est coulée sur une plaque métallique; cette opération doit être faite à l'air, et il est même indispensable de se couvrir le visage, car, sans cette précaution, les vapeurs d'acide osmique agiraient vivement sur la peau; pendant cette calcination, on perd une certaine quantité d'acide osmique. La masse décantée, qui contient l'*osmiate* et l'*iridiate* de potasse, est traitée dans une cornue par l'acide azotique, qui dégage l'acide *osmique,* que l'on condense dans une dissolution concentrée de potasse. Le résidu de cette distillation est traité d'abord par l'eau, qui enlève le nitre, puis par l'acide chlorhydrique, qui dissout l'*oxyde d'iridium*. On obtient donc ainsi l'osmium à l'état d'*osmiate de potasse*, et l'iridium à l'état de *chlorure soluble*. Pour retirer l'osmium de cet osmiate, on le transforme en *osmite,* sel rouge, cristallisant en beaux octaèdres; pour cela on verse une petite quantité d'alcool dans la dissolution d'osmiate de potasse; la liqueur s'échauffe, devient rouge, et il se dépose de l'osmite de potasse; celui-ci, calciné dans un courant d'hydrogène, donne l'*osmium pur*. Pour extraire l'*iridium,* on traite le chlorure d'iridium, précédemment indiqué, par le sel ammoniac; il se forme un précipité d'un rouge brun, provenant de la combinaison de ce sel avec les bichlorures d'iridium et d'osmium; l'osmium n'ayant pas été dégagé à l'état d'acide osmique par l'acide azotique, il doit en rester dans le résidu de la distillation dont il a été parlé plus haut. En traitant le précipité rouge brun par l'acide sulfureux, on déchlorure le sel double d'iridium, et on le rend très-soluble dans l'eau; tandis que le sel double d'osmium n'éprouve aucune réduction. Le sel soluble d'iridium, calciné dans un courant d'hydrogène, donne l'*iridium pur;* celui d'osmium, traité de la même manière, fournit de l'osmium. (Frémy, *Journ. de pharm.,* mars 1844.)

La dissolution *A,* contenant le platine, le palladium, le rhodium et plusieurs autres métaux (p. 649), doit être évaporée et concentrée pour en chasser l'excès d'acide; on l'étend de dix fois son poids d'eau, et l'on y verse un excès de dissolution concentrée de chlorhydrate d'ammo-

niaque : il se produit sur-le-champ un précipité jaune de chlorhydrate d'ammoniaque et de platine, que l'on lave et que l'on chauffe peu à peu pour en volatiliser le sel ammoniac et le chlore, et l'on obtient le *platine* sous forme d'une masse spongieuse. Il suffit d'allier cette masse avec $1/8$ d'arsenic et de la chauffer ensuite graduellement jusqu'au rouge blanc, avec le contact de l'air, pour avoir le platine en lingots; l'arsenic que l'on a employé pour rendre le platine fusible passe à l'état d'acide arsénieux et se volatilise.

La dissolution *A*, dont on a séparé le platine, renferme beaucoup de métaux, parmi lesquels se trouvent le *palladium* et le *rhodium*, et même une certaine quantité de *platine*. On y plonge des lames de fer, et l'on obtient un précipité noir composé de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, de palladium, d'iridium, de rhodium, d'osmium et de platine : ces cinq derniers métaux paraissent être combinés et oxydés. On traite ce précipité à froid par l'acide azotique, qui dissout du fer, du cuivre, du plomb, du mercure, et un peu de palladium; le résidu est mis en contact avec l'acide chlorhydrique à la température ordinaire, qui dissout beaucoup de fer, du cuivre, un peu de palladium, de platine et de rhodium; on recommence le traitement par l'acide azotique et par l'acide chlorhydrique, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'action; le résidu contient la majeure partie du rhodium et du palladium, du platine, de l'iridium, du chlorure de mercure, du mercure, du chlorure de cuivre, du fer et du cuivre. On le lave et on le fait dessécher fortement; il se volatilise du mercure, du chlorure de cuivre, du chlorure de mercure, et peut-être un peu d'oxyde d'osmium; on le fait chauffer à deux reprises différentes avec de l'eau régale concentrée, qui en dissout la majeure partie : la portion non dissoute contient beaucoup d'*iridium*.

La liqueur obtenue avec l'eau régale, qui renferme du platine, du rhodium, du palladium, de l'iridium, du fer et du cuivre, est évaporée jusqu'à consistance de sirop, étendue de dix fois son poids d'eau, et précipitée par une dissolution concentrée de chlorhydrate d'ammoniaque, afin d'en précipiter du *platine* à l'état de chlorhydrate double; on la filtre et on l'évapore de nouveau presque jusqu'à siccité; on l'étend d'eau, et il se sépare encore une portion du même sel coloré en rouge-grenade par un peu de chlorure d'iridium. Cette liqueur, privée de tout le platine, est rendue acide par un peu d'acide chlorhydrique; alors on la sature par l'ammoniaque, et l'on voit paraître un précipité cristallin, brillant, d'un beau rose, formé par le sous-chlorure de *palladium*, qu'il suffit de laver et de calciner pour en extraire le métal.

La dissolution ainsi précipitée, et qui contient encore le rhodium et les autres métaux dont j'ai parlé, est évaporée jusqu'à ce qu'elle puisse cristalliser par le refroidissement; on égoutte les cristaux et on les traite à plusieurs reprises par l'alcool à 36 degrés, qui dissout les chlorures de fer, de cuivre et de palladium non séparés, et il reste une poudre rouge, qui est du chlorhydrate d'ammoniaque et de rhodium; on la dissout dans une petite quantité d'eau et d'acide chlorhydrique pour la séparer d'un peu de chlorhydrate d'ammoniaque et de platine qu'elle peut contenir; on fait évaporer la dissolution et on la chauffe jusqu'au rouge pour avoir le *rhodium*.

La liqueur *C* condensée dans le récipient renferme beaucoup d'acide et d'oxyde d'osmium; on sature l'acide par un lait de chaux, et on soumet le mélange à la distillation; l'oxyde d'*osmium* se volatilise (Laugier).

Le procédé dont je viens d'exposer les détails appartient en grande partie à Vauquelin; il en existe un autre de Wollaston, à l'aide duquel on peut aussi se procurer très-bien ces divers métaux, et qui diffère beaucoup du précédent (voy. *Ann. de chim.*; on consultera également avec fruit les mémoires de Berzelius et de Wöhler, insérés dans les *Annales de chimie* de janvier, de février, de mars et d'octobre 1829, et de novembre 1833).

DES OXYDES DE PLATINE.

Protoxyde, PtO. — A l'état d'hydrate, il est noir, peu stable; chauffé, il abandonne son eau et son oxygène; il se dissout dans une dissolution concentrée de potasse et dans plusieurs *oxacides* avec lesquels il forme des dissolutions brunes qui ne sont pas précipitées par le sel ammoniac. L'acide chlorhydrique bouillant le transforme en bichlorure et en platine. On l'obtient en précipitant par la potasse le protochlorure de platine.

Bioxyde, PtO^2. — Il est noir à l'état anhydre, et brun rougeâtre s'il est hydraté; chauffé, il perd facilement son eau, puis son oxygène; il se combine à la fois avec les acides, les alcalis et d'autres oxydes, vis-à-vis desquels il joue en quelque sorte le rôle d'acide. On l'obtient en faisant bouillir du bichlorure de platine avec un excès de potasse; on précipite ensuite par de l'acide acétique le *platinate* de potasse qui s'est formé et qui restait en dissolution.

DES SELS DE PLATINE.

Sels de protoxyde. — Ils sont peu connus. Ils sont d'un vert-olive ou bruns verdâtres, incristallisables, excepté l'oxalate, précipitables en vert par l'ammoniaque, en noir par l'acide sulfhydrique, en brun par les carbonates de potasse et de soude. La potasse ne les précipite que quand leurs dissolutions sont très-étendues. L'iodure de potassium les colore d'abord en rouge, puis les précipite en noir.

Sels de bioxyde. — Ils sont jaunes ou jaunes rougeâtres. Le chlorure de potassium précipite de leurs dissolutions concentrées du bichlorure double de potassium et de platine, $PtCl^2,KCl$, soluble dans beaucoup d'eau, et laisse du chlorure de potassium et du platine lorsqu'on le calcine (voy. p. 426). Le sel ammoniac se comporte de même; le précipité, $PtCl^2,H^3Az,HCl$, soluble dans une grande quantité d'eau, laisse de l'éponge de platine dès qu'on le calcine. La soude et les sels de soude forment avec eux des sels doubles *solubles :* aussi ne remarque-t-on aucun précipité, à moins que les dissolutions ne soient excessivement concentrées. La potasse les précipite en jaune (chlorure double de platine et de potassium) soluble à chaud dans un grand excès de potasse caustique; l'ammoniaque les précipite aussi en jaune (chlorure double de platine et d'ammoniaque soluble dans une grande quantité d'eau et dans un excès d'ammoniaque). L'acide sulfhydrique et les sulfures y font naître un précipité noir de bisulfure de platine. Le phosphore, le zinc, le fer, le cuivre, etc., en séparent le platine. Les sels de protoxyde de fer et le bichlorure d'étain ne les troublent pas. Le protochlorure d'étain leur communique une couleur rouge s'ils sont concentrés, et jaune s'ils sont étendus; dans tous les cas, si les sels sont neutres, il se produit un précipité jaune. Le cyanure jaune de potassium et de fer les colore en jaune verdâtre. L'infusion de noix de galle y occasionne un précipité d'un vert foncé, qui devient plus clair par son exposition à l'air. L'iodure de potassium, étendu de beaucoup d'eau, leur communique une teinte jaune qui se fonce peu à peu, et qui, au bout de dix à quinze minutes, a une couleur rouge vineuse; ce caractère est un des plus sensibles pour reconnaître un sel de bioxyde de platine; au bout d'un certain temps, il se dépose un précipité jaune. Tous les sels de bioxyde de platine sont décomposés à une chaleur blanche et laissent du platine.

Chlorhydrate de bichlorure (composé d'acide chlorhydrique et de *bichlorure,* désigné sous les noms de *sel de platine,* de *muriate,* d'*hydro-*

chlorate et de *chlorure de platine*). Il est le produit de l'art : on peut l'obtenir en cristaux bruns, mais le plus souvent il est sous forme d'un liquide jaune s'il est très-étendu, et brun quand il est concentré; il est rouge s'il contient du chlorure d'iridium ; sa saveur est styptique et désagréable; il rougit le tournesol ; il est déliquescent et très-soluble dans l'eau. Évaporé, il se décompose, fournit du gaz acide chlorhydrique et du bichlorure retenant un peu d'acide; chauffé plus fortement, il perd le restant de l'acide et une certaine quantité de chlore; enfin, si la chaleur est beaucoup plus forte, il perd tout le chlore, et il ne reste que du platine en éponge. Il partage d'ailleurs toutes les propriétés des sels de bioxyde de platine. Il est souvent employé comme réactif pour distinguer la potasse et les sels de potasse, de la soude et des sels de soude.

Préparation. On l'obtient en dissolvant le platine purifié dans l'eau régale.

Sulfate de bioxyde.—Il est brun foncé et soluble dans l'eau. L'ammoniaque en sépare une poudre d'un brun foncé (*platine fulminant*), insoluble dans l'eau et dans les acides azotique et chlorhydrique, soluble dans l'acide sulfurique, faisant entendre une très-forte *détonation* à 204° c. On obtient ce sulfate en chauffant le sulfure de platine avec l'acide azotique fumant, et en chassant l'excès d'acide azotique.

Azotate.—Il est d'un brun foncé, soluble et très-difficilement cristallisable. On l'obtient par double décomposition en versant du bichlorure de platine dans une dissolution d'azotate d'argent.

DE LA GALVANOPLASTIE.

L'action de l'électricité sur les sels a donné naissance, dans ces derniers temps, à une nouvelle branche d'industrie dont je dois placer ici les détails. La *galvanoplastie* a un double but : appliquer sur une surface quelconque (une médaille en plâtre, par exemple) une couche métallique présentant par elle-même une certaine solidité, et, de plus, non adhérente la plupart du temps à la pièce recouverte; ou bien recouvrir d'une couche mince d'un métal précieux un métal pauvre, mais de manière à ce que l'adhérence soit parfaite.

La première méthode s'applique plus particulièrement aux métaux pauvres, comme le cuivre et le fer; la seconde, aux métaux précieux, l'or, le platine et l'argent.

C'est à la première de ces méthodes qu'on a plus particulièrement réservé le nom de *galvanoplastie*.

Reproductions de médailles. Les médailles ou autres objets que l'on veut reproduire peuvent être métalliques ou non, c'est-à-dire bons ou mauvais conducteurs de l'électricité : or, la condition essentielle de la réussite consiste précisément dans la conductibilité de la pièce à reproduire ; il faudra donc tout d'abord donner cette propriété aux objets qui, de leur nature, ne la possèdent pas ; de plus, on comprend facilement que si, une médaille en relief étant donnée, on vient à la recouvrir de cuivre, l'empreinte retirée présentera un creux, ce qui parfois est un grand inconvénient. De là deux opérations préliminaires indispensables : 1° le surmoulage, 2° la métallisation.

Surmoulage. Soit donnée une médaille en relief à reproduire également en relief, une médaille en plâtre, par exemple : on commence par la plonger dans un bain de stéarine (un des acides des graisses), marquant au thermomètre 70° ; cette opération a pour but d'éliminer et de remplacer l'air et l'humidité contenus dans le plâtre. La médaille retirée du bain se dessèche presque instantanément ; lorsqu'elle est refroidie, au moyen d'une brosse douce, on l'enduit de plombagine, opération qui a pour objet d'empêcher l'adhérence entre le moule et l'épreuve surmoulée que l'on veut obtenir ; on arrive alors au surmoulage ; pour cela, on entoure la médaille à reproduire d'une galerie de carton, dans laquelle on coule de la stéarine tiède ; celle-ci ne tarde pas à se figer, et à reproduire très-exactement en creux l'objet primitif : c'est donc le moule en stéarine que l'on introduit dans le sel de cuivre ; mais la stéarine, pas plus que le plâtre, ne conduit le fluide électrique ; il faut donc d'abord procéder à la métallisation.

Métallisation. Plusieurs moyens, tels que l'emploi de la poudre de bronze, de l'azotate d'argent et du chlorure d'or réduits, ont été proposés ; mais M. Roseleur préfère, comme plus facilement applicable, celui de la plombagine ; il suffit donc de répéter sur l'empreinte ce que l'on a fait sur le moule.

Les choses étant ainsi disposées, au moyen d'un instrument aigu, on creuse une rigole sur l'exergue de la médaille, et dans cette gouttière, préalablement plombaginée, on place un fil de cuivre qui doit servir de conducteur.

Reproduction. On se sert à cet effet d'un courant voltaïque quelconque, mais préférablement de celui que l'on produit à l'aide de l'appareil de Jacobi, membre de l'Académie des sciences de Saint-Pétersbourg, qui est parvenu à obtenir, à l'aide d'un courant électrique d'une faible in-

tensité, la reproduction exacte en cuivre cohérent d'objets placés au pôle négatif de la pile, au moyen du dépôt métallique provenant de la décomposition d'un sel cuivreux. Voici le procédé qu'il emploie.

Après avoir préparé une dissolution pure et saturée de sulfate de bioxyde de cuivre, on l'introduit dans un vase cylindrique *BB'* (pl. 6, fig. 5). Un manchon en verre *A*, garni à sa partie inférieure d'une peau de vessie, est destiné à contenir une dissolution peu concentrée de sel marin, ou simplement de l'eau aiguisée de quelques gouttes d'acide sulfurique. On place ce manchon sur une planchette circulaire *mm'*, percée en son milieu et soutenue par trois pieds également en bois. Un disque de zinc *d* plonge dans l'eau salée ou acidulée; un pareil disque en cuivre *d'*, maintenu dans la dissolution cuivreuse, constitue le pôle négatif de la pile. Ces plaques sont mises en communication à l'aide de deux fils métalliques pouvant se réunir à volonté dans un petit cylindre de cuivre *C*.

L'appareil étant ainsi disposé, on fixe sur la plaque de cuivre la pièce dont on veut avoir la reproduction, en ayant soin préalablement de l'enduire de plombagine à l'aide d'une brosse douce.

Si l'on abandonne cet appareil à lui-même, on trouve au bout d'un temps plus ou moins long, et qui varie selon l'énergie du courant et la concentration de la dissolution, la surface du moule recouverte de cuivre; on doit alors, à l'aide d'un coup de lime donné sur l'un des côtés de la pièce, s'assurer de l'épaisseur de la couche métallique : si elle n'était pas suffisamment épaisse pour être détachée, il faudrait la remettre immédiatement dans la dissolution; dans le cas contraire, on continuerait à limer les bords; on peut ensuite facilement, à l'aide d'une lame de couteau, séparer les deux pièces juxtaposées.

La sensibilité de ce procédé est telle, que non-seulement on est parvenu à reproduire des médailles, des bas-reliefs, etc., mais aussi des épreuves daguerriennes dont l'exactitude ne laisse rien à désirer.

La dissolution de sulfate de cuivre s'affaiblissant peu à peu par l'action galvanique, on place sur la partie saillante de la planchette *mm'* des cristaux de ce sel; de cette manière, on la maintient constamment au même état de saturation.

Ce procédé peut également s'appliquer à la précipitation d'autres métaux, tels que l'or, l'argent, le platine, etc.; c'est ainsi que, par une action analogue, M. Delarive parvint à dorer des pièces de laiton, d'argent, etc., en employant une dissolution de chlorure d'or; mais la difficulté d'avoir un chlorure parfaitement neutre rendait ce procédé d'une exécution incommode et coûteuse.

DE L'ARGENTURE ET DE LA DORURE GALVANIQUES.

Dès l'année 1803, Brugnatelli, professeur de chimie à Pavie, l'élève d'abord et ensuite le collaborateur de Volta, avait remarqué que le courant voltaïque jouit de la propriété de décomposer les oxydes métalliques dissous; dès cette époque, ainsi qu'il l'écrivait à Van Mons, il avait déduit les conséquences pratiques de cette découverte, en l'appliquant à la dorure, à l'argenture, au cuivrage, au platinage et au zincage; en un mot, il avait généralisé sa découverte. Il faisait usage d'*ammoniures métalliqnes*, c'est-à-dire d'oxydes dissous dans l'ammoniaque, liqueurs *essentiellement alcalines*, avec lesquelles il dorait parfaitement des médailles d'argent.

Le 15 juillet 1840, Bœttger publiait, dans le *Journal industriel de Francfort*, un procédé pour argenter le cuivre et le laiton, qui consistait à décomposer par la pile une dissolution d'azotate d'argent ammoniacal, *véritable liqueur alcaline*, qu'il obtenait en dissolvant 5 grammes d'azotate d'argent pulvérisé dans 60 grammes d'ammoniaque caustique liquide.

Le 29 septembre 1840, MM. Wreight et Elkington prirent un brevet en France pour la *dorure* et l'*argenture* électro-chimiques au moyen des cyanures *alcalins;* ils dissolvaient 1 gramme de cyanure d'or ou d'argent dans 10 grammes de cyanure de potassium et dans 100 grammes d'eau. Quelque temps après, M. de Ruolz substituait le cyanure de potassium et de fer au cyanure blanc. Les cyanures, étant plus *stables* que les liqueurs de Brugnatelli et de Bœttger, sont aussi plus économiques et doivent leur être préférés; le perfectionnement apporté par MM. Wreight et Elkington a été fécond en résultats, sous le point de vue commercial et industriel. Toutefois l'emploi des cyanures n'est pas sans inconvénient pour les ouvriers, surtout pour ceux qui travaillent dans des lieux peu espacés; en effet, lorsqu'on chauffe un bain au *cyanure* en vases clos, et qu'on recueille les émanations dans de l'azotate d'argent, il ne tarde pas à se former un abondant précipité de cyanure d'argent : d'où il suit qu'il se dégage du cyanogène pendant l'opération; de plus, sous l'influence d'un courant voltaïque, la réduction de l'or favorise encore ce dégagement; d'ailleurs le *cyanure de potassium,* sel très-vénéneux, peut être absorbé par les ouvriers, qui plongent continuellement leurs mains dans la liqueur.

Pour éviter cet inconvénient, MM. Roseleur et Lanaux ont proposé un

procédé que je décrirai bientôt, et qui donne les résultats les plus satisfaisants.

Préparation des pièces. Quelle que soit la méthode employée pour argenter ou pour dorer, il faut commencer par décaper les pièces, ce à quoi on parvient en les soumettant à un certain nombre d'opérations que je vais indiquer succinctement.

Recuisson. Les pièces que l'on veut dorer ou argenter sont en général recouvertes à leur surface de substances grasses provenant du laminoir, de la filière ou de l'estampille; on les en débarrasse en les portant dans un feu de braise à une température rouge-brun; mais en même temps que la matière organique a été brûlée, l'oxygène de l'air a transformé la superficie du métal en un mélange de protoxyde et de bioxyde de cuivre qui doit nécessairement être enlevé par des décapages ultérieurs.

Dérochage. On projette les pièces encore chaudes dans un mélange de douze parties d'eau et d'une d'acide sulfurique; les pièces, de noires qu'elles étaient, deviennent d'un rouge d'ocre, ce qui annonce que le bioxyde de cuivre a été transformé en sulfate, sans que le protoxyde ait été attaqué.

Passé à l'eau forte. Les pièces sont ensuite plongées dans de l'acide azotique ordinaire; celui-ci se décompose en acide hypoazotique, qui se dégage sous forme de vapeurs rutilantes, et en oxygène, qui transforme le protoxyde rouge de cuivre en bioxyde noir. Voilà pourquoi cette opération porte le nom de noircissage.

Passé à l'eau forte et à la suie. Les pièces sont ensuite plongées dans de l'acide azotique contenant par kilogramme 10 grammes de sel marin et autant de suie; celle-ci transforme l'acide azotique en acide hypoazotique, qui, réagissant sur l'acide chlorhydrique fourni par le sel marin, forme une petite quantité d'eau régale, laquelle transforme le bioxyde de cuivre en chlorure. Les pièces sortent de ce bain presque complétement débarrassées de corps étrangers.

Passé aux acides composés. Ces acides sont de deux sortes : les uns servent à obtenir un brillant parfait, et se composent d'acide sulfurique, 2 litres; d'acide azotique, 1 litre; de sel marin, 10 grammes; les autres servent à obtenir les surfaces mates, et se préparent en inversant les proportions d'acides sulfurique et azotique. On comprend qu'ici l'acide azotique commence par former de l'azotate de bioxyde de cuivre, lequel entache les pièces par son contact avec elles, mais lequel est subitement décomposé par l'acide sulfurique, et forme un sulfate sans action sur le métal.

Passé à l'azotate de mercure. Les pièces ayant été ainsi décapées, il est bon, avant la dorure, de les plonger dans une dissolution extrêmement étendue d'azotate de mercure ; cette opération a pour but de faciliter l'adhérence des métaux hétérogènes.

DE L'ARGENTURE.

On procède à l'*argenture* soit par *immersion,* soit par la *pile électrique.*

Argenture par immersion ou au trempé.

Elkington indiqua d'abord, pour ce mode d'argenture, un bain préparé avec un mélange de sel ammoniac, de chlorure d'argent et de bichlorure de mercure ; plus tard il proposa l'emploi du cyanure de potassium comme dissolvant du chlorure d'argent : les résultats qu'il obtint furent loin d'être satisfaisants.

MM. Roseleur et Lanaux préparent leur bain en faisant dissoudre 100 grammes d'un sel d'argent quelconque dans 1 kilogramme de sulfite acide de soude dissous à la faveur de son poids d'eau. Les pièces préalablement décapées sont argentées à froid et sont douées d'un brillant remarquable ; il se produit, par la voie de simple échange, un équivalent de sulfite de cuivre pour un équivalent d'argent qui se dépose ; bientôt après, l'acide sulfureux s'empare de l'oxygène de l'oxyde d'argent pour former de l'acide sulfurique ; il y a donc une nouvelle quantité d'argent mis à nu. Ce mode d'*argenture* ne s'applique qu'à la menue bijouterie, et n'a que peu de durée.

Argenture par la pile.

Il faut autant que possible avoir recours à une pile fonctionnant sans l'aide des acides, la pile dite de *Daniel* est dans ce cas ; un élément de cette pile se compose d'une boîte de cuivre dans laquelle on place un sac en toile à voiles qui sert de diaphragme, et dans ce sac entre une plaque de zinc ; entre la boîte et le sac de toile, on introduit une dissolution concentrée de sulfate de cuivre, et entre le sac et la lame de zinc, on place une dissolution de sel marin.

Les causes du courant électrique sont nombreuses : 1° le contact de substances hétérogènes, sulfate de cuivre, cuivre, chlorure de sodium et zinc ; 2° la décomposition du chlorure de sodium par le zinc ; il se forme du chlorure de zinc, et le sodium est mis à nu ; 3° la décompo-

sition du sulfate de cuivre à travers la toile par le sodium, pour former du sulfate de soude; 4° l'application du cuivre pur, provenant de ce sulfate sur le cuivre impur.

Dans cette pile, que l'on nomme à *courant constant,* parce qu'elle fonctionne pendant un temps très-long, la plaque de zinc joue le rôle d'élément négatif, et la boîte de cuivre, celui d'élément positif; l'objet à recouvrir est attaché au pôle négatif et porte le nom de *catode,* l'autre réophore porte à son extrémité une feuille d'or ou de platine que l'on désigne sous le nom d'*anode.*

Théorie. Le courant galvanique est principalement déterminé par des affinités purement chimiques et en vertu de l'*endosmose;* en effet, d'un côté du diaphragme, il y a du zinc, du chlore et du sodium, et de l'autre côté, de l'acide sulfurique, de l'oxygène et du cuivre. Le zinc décompose le chlorure de sodium, forme avec lui du chlorure de zinc, tandis que le sodium mis à nu s'empare à travers la vessie de l'oxygène et de l'acide sulfurique du sulfate de cuivre, pour constituer du sulfate de soude; le cuivre métallique réduit vient donc s'appliquer sur l'objet à reproduire.

C'est par des moyens analogues que l'on parvient à recouvrir d'une couche de cuivre résistante certains ustensiles, tels que des capsules, des cornues, des tubes, etc.

Argenture par le procédé d'Elkington.

On prépare le bain en dissolvant 100 grammes d'argent dans l'acide azotique ; on précipite la dissolution par du cyanure de potassium ; on décante et on redissout le cyanure d'argent précipité dans 500 grammes de cyanure jaune de potassium et de fer calciné ; on ajoute la quantité d'eau nécessaire pour former cinq litres, d'où il suit que chaque litre de liqueur renferme 5 grammes d'argent ; on opère à froid. On a remplacé depuis quelque temps, avec avantage, le cyanure de potassium par le cyanure de calcium ; en effet le cyanure de potassium avait l'inconvénient de donner naissance à du carbonate de potasse, qui présentait une certaine résistance au courant électrique et forçait à augmenter la force de la pile, tandis que le cyanure de calcium produit du carbonate de chaux insoluble, qui n'offre pas le même inconvénient.

Sous l'influence du courant, le cyauure d'argent se décompose en argent qui se dépose au pôle négatif et en cyanogène qui se porte au pôle positif ou à l'*anode.*

Les pièces argentées sont mates au sortir du bain ; on leur donne l'éclat

de l'argent en les gratte-bossant et les brunissant; on les plonge ensuite dans du borax dissous, on les expose dans une mouffle à une chaleur rouge-cerise, on les trempe dans une eau aiguisée d'acide sulfurique, et on les fait sécher. D'après M. Barral, cette opération a pour but de réduire un sous-sel qui s'est formé pendant l'argenture, et d'empêcher les pièces de se ternir et de se sulfurer à l'air.

Argenture au sulfite double neutre de soude et d'argent (Roseleur et Lanaux).

On fait dissoudre 20 grammes d'un sel d'argent quelconque dans 100 grammes de sulfite *neutre* de soude, d'ammoniaque ou de magnésie, et dans 100 grammes d'eau; il se produit du sulfite double de soude et d'argent. Sous l'influence du courant, le sel double et l'eau sont décomposés, le sulfite de soude et l'oxygène de l'eau se rendent au pôle positif, et forment du sulfate de soude, tandis que l'hydrogène et l'oxyde d'argent du sulfite d'argent donnent au pôle négatif de l'eau et un *dépôt d'argent métallique*.

L'argenture obtenue par ce procédé présente ordinairement un aspect mat; si on veut l'avoir brillante, on a recours au gratte-bosse.

DE LA DORURE.

On procède à la dorure par trois méthodes différentes: 1° à l'aide d'un amalgame d'or, 2° par la pile, 3° par immersion.

Dorure au mercure.

Ce procédé, le plus anciennement connu, est employé pour dorer l'argent, le cuivre, le bronze et le laiton; on peut également dorer le fer et l'acier, si on les a préalablement recouverts d'une couche de cuivre en les trempant dans une dissolution chaude de sulfate de bioxyde de ce métal. On commence par décaper les pièces (voy. p. 658), puis on les recouvre d'une dissolution d'azotate de mercure en passant sur elles le *gratte-bosse* (pinceau fait avec des fils de cuivre assez fins) trempé dans cette dissolution. Cette opération a pour but d'appliquer sur les pièces une couche de mercure qui s'amalgame; alors on étend, à l'aide du *gratte-bosse*, un amalgame composé de 33 parties de mercure et de

67 parties d'or; lorsqu'on juge que la couche de cet amalgame est assez épaisse, on lave les pièces et on les soumet à l'action du feu, qui volatilise *lentement* le mercure, en laissant l'or sur elles. Si la pièce doit être entièrement brillante, on la polit avec un morceau d'hématite enchâssé dans un manche; on lave ensuite la pièce avec un *gratte-bosse* trempé dans du vinaigre, et on la sèche avec soin. Pendant la dorure au mercure, il se dégage une grande quantité de vapeurs mercurielles dont l'action sur l'économie animale est funeste; aussi les ouvriers éprouvent-ils les accidents les plus graves et peuvent même périr si, à l'aide d'un fourneau d'appel, tel que celui qui a été inventé par d'Arcet, on ne parvient pas à les soustraire aux effets malfaisants de ces vapeurs.

Dorure à la pile.

On se sert d'une pile à courant constant, mais plus intense que celui qui est fourni par la pile de Daniel; on emploie ordinairement la pile de *Bunsen* (pile à charbon); cette pile se compose d'un cylindre en verre dans lequel on introduit de l'acide azotique du commerce; on fait plonger dans cet acide un cylindre creux de charbon animal bien calciné; ce cylindre renferme un diaphragme également cylindrique en kaolin ou en terre poreuse; on met dans ce diaphragme de l'acide sulfurique très-étendu d'eau, et dans cette eau acidulée, on place un dernier cylindre de zinc. Le charbon décompose l'acide azotique, donne de l'acide carbonique et de l'acide hypoazotique; il fournit aussi le fluide positif de la pile et sert à attacher l'*anode;* le zinc, placé dans l'eau acidulée de la terre poreuse, dégage de l'hydrogène et fournit le fluide négatif de la pile; c'est donc à ce pôle que doivent être fixées les pièces à dorer.

Dorure à la pile par le procédé d'Elkington.

On dissout 100 grammes d'or dans l'eau régale; on précipite l'or du sesquichlorure formé à l'aide du cyanure de potassium; on décante et on redissout le précipité dans environ 750 grammes de cyanure de potassium; on étend la liqueur avec de l'eau de manière à en avoir dix litres; on emploie ce bain pour *dorer à froid.* S'il s'agit de dorer des *bronzes,* on opère à la température de 75° c., et le bain doit contenir seize litres d'eau, au lieu de dix. Le dépôt de l'or, pendant l'action de la

pile, est régulier et proportionnel au temps de l'immersion, en supposant l'intensité du courant toujours la même; mais comme celle-ci peut varier, on ne peut évaluer la quantité du métal déposé qu'à l'aide de la balance. Au reste ce procédé permet d'augmenter indéfiniment et à volonté l'épaisseur des couches d'or sur les parties qui exigent une grande solidité, si elles doivent être soumises à un frottement considérable.

Est-il nécessaire de dire que, pendant l'action de la pile, l'or du cyanure d'or se porte au pôle négatif, et le cyanogène au pôle positif?

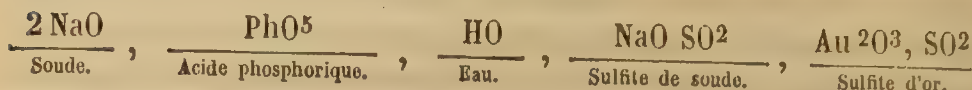
Dorure à la pile par le procédé de MM. Roseleur et Lanaux.

Dans ce procédé, on emploie le phosphate et le sulfite de soude. Il est bon de faire remarquer que *ni les phosphates seuls, ni les sulfites seuls, ne donnent aucun résultat, tandis que, réunis, ils constituent un excellent bain à la pile.* Ce bain contient alors du *pyrophosphate de soude* formé par suite de la décomposition qu'éprouve le phosphate.

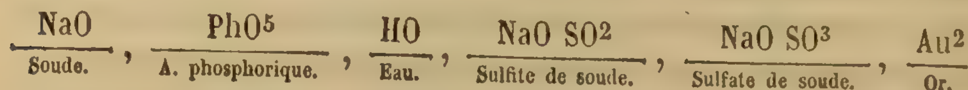
On prépare ce bain en dissolvant 375 grammes de phosphate de soude dans un litre d'eau; on y ajoute 5 grammes de chlorure d'or, on laisse refroidir, et on y verse une dissolution de 25 grammes de sulfite neutre de soude; si l'on veut obtenir l'*ancienne* dorure ou *dorure rouge,* on opère à froid. Si l'on veut avoir la *dorure jaune,* on opère à chaud. On produit la *dorure verte,* ou l'*or anglais,* en ajoutant à ce bain quelques gouttes d'azotate d'argent.

Théorie. Le chlorure d'or et *une partie* du sulfite de soude sont décomposés; l'oxygène de la soude se porte sur l'or pour former de l'oxyde d'or, lequel se combine avec l'acide sulfureux et donne naissance à du sulfite d'oxyde d'or qui reste dissous; d'un autre côté, le sodium, mis à nu, s'unit au chlore et produit du chlorure de sodium; par l'action de la pile, l'oxyde d'or est décomposé en oxygène et en or; celui-ci *dore* la pièce; quant à l'oxygène de cet oxyde, il se porte *en partie* sur l'acide sulfureux, qu'il fait passer à l'état d'acide sulfurique; l'*autre partie* se combine avec le chlore et donne du *chlorate de soude.* L'acide sulfurique produit enlève au phosphate de soude un équivalent de soude, et le transforme par conséquent en *pyrophosphate,* NaO, HO, PhO^5. Si le bain ne contenait que du sulfite de soude, l'acide sulfurique formé décomposerait ce sel et précipiterait l'or à l'état d'*oxyde,* tandis que, par suite de la présence du phosphate de soude, $2 NaO, PhO^5, HO$, l'acide sulfurique se porte, comme je viens de le dire, sur *un des deux* équivalents de la soude, et transforme le phosphate hydraté à deux équivalents

de soude en phosphate monobasique *hydraté*, NaO, PhO^5, HO; de telle sorte que l'on a avant la dorure


$$\underbrace{2\,NaO}_{\text{Soude.}},\ \underbrace{PhO^5}_{\text{Acide phosphorique.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{NaO\ SO^2}_{\text{Sulfite de soude.}},\ \underbrace{Au^2O^3, SO^2}_{\text{Sulfite d'or.}}$$

et après la dorure,


$$\underbrace{NaO}_{\text{Soude.}},\ \underbrace{PhO^5}_{\text{A. phosphorique.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{NaO\ SO^2}_{\text{Sulfite de soude.}},\ \underbrace{NaO\ SO^3}_{\text{Sulfate de soude.}},\ \underbrace{Au^2}_{\text{Or.}}$$

Après ces différents genres de dorure, les pièces doivent être gratte-bossées et séchées dans la sciure de sapin chaude. On opère le gratte-bossage de la dorure avec le gratte-bosse ordinaire, imprégné d'une décoction de racine de réglisse qui adoucit le frottement.

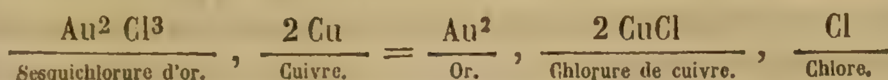
Je ferai remarquer que, dans le bain d'Elkington, *l'acier ne peut être doré sans avoir été préalablement cuivré,* tandis que dans celui de MM. Roseleur et Lanaux, *l'application se fait immédiatement.*

Dorure au trempé par le procédé d'Elkington.

On dissout 100 grammes d'or laminé dans une eau régale préparée avec 250 grammes d'acide azotique pur, marquant 36 degrés à l'aréomètre, 250 grammes d'acide chlorhydrique également pur, et autant d'eau distillée; on verse par petites parties, dans cette dissolution de sesquichlorure d'or, Au^2Cl^3, placée dans une capsule de porcelaine, 3 kilogrammes de bicarbonate de potasse; il se fait une vive effervescence; on introduit la liqueur dans une marmite en fonte dorée intérieurement, et on la fait bouillir pendant deux heures, en ayant soin de remplacer l'eau à mesure qu'il s'en évapore; le *bain* est alors préparé pour la dorure. Les bijoux, avant d'être dorés, doivent avoir subi les opérations de la *recuisson,* du *dérochage*, etc., dont j'ai parlé à la p. 658. Il s'est déposé pendant l'ébullition du bain, et surtout pendant la dorure, un précipité noir dont on se débarrasse par la décantation, s'il est trop abondant; ce précipité est formé, d'après M. Barral, de carbonate de cuivre hydraté, de pourpre de Cassius (stannate de protoxyde d'or), de chlorure de potassium, et de carbonate de chaux; ce dernier sel provient des sels calcaires contenus dans l'eau; quant au pourpre de Cassius, il doit son origine à l'étain, qui entre toujours dans la composition des bijoux que l'on dore.

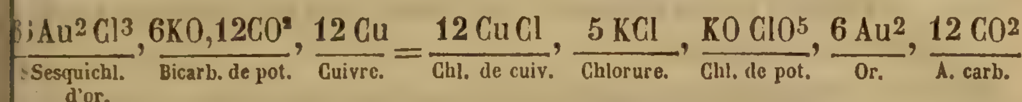
Voici, d'après M. Barral, ce qui se passe pendant la dorure *au trempé :*

Pour 2 équivalents d'or qui se déposent du sesquichlorure, 2 équivalents de cuivre entrent en dissolution ; ainsi



$$\underbrace{Au^2 Cl^3}_{\text{Sesquichlorure d'or.}}, \underbrace{2\,Cu}_{\text{Cuivre.}} = \underbrace{Au^2}_{\text{Or.}}, \underbrace{2\,CuCl}_{\text{Chlorure de cuivre.}}, \underbrace{Cl}_{\text{Chlore.}}$$

Un équivalent de chlore du sesquichlorure d'or est donc mis en liberté ; cet équivalent de chlore, se portant sur une partie de la potasse du bicarbonate, donne naissance à du *chlorate* de potasse et à du chlorure de potassium, sels que l'on trouve constamment dans le bain ; il se dégage aussi de l'acide carbonique. La formule suivante représente donc la véritable action du sesquichlorure d'or sur le bicarbonate de potasse :



$$\underbrace{6\,Au^2 Cl^3}_{\text{Sesquichl. d'or.}}, \underbrace{6KO,12CO^2}_{\text{Bicarb. de pot.}}, \underbrace{12\,Cu}_{\text{Cuivre.}} = \underbrace{12\,CuCl}_{\text{Chl. de cuiv.}}, \underbrace{5\,KCl}_{\text{Chlorure.}}, \underbrace{KO\,ClO^5}_{\text{Chl. de pot.}}, \underbrace{6\,Au^2}_{\text{Or.}}, \underbrace{12\,CO^2}_{\text{A. carb.}}$$

Le procédé de dorure au trempé ne s'applique bien qu'aux objets qui sont faits en cuivre laminé. La dorure est moins solide que celle qui a été obtenue par le mercure ; ainsi l'or déposé sur les métaux par la méthode du trempé ne s'élève jamais au delà de 45 milligrammes par décimètre carré, tandis que par la dorure au mercure on peut fixer sur les pièces jusqu'à 260 milligrammes par décimètre carré. La dorure *au trempé* ne coûte que 18 à 20 francs par kilogramme, tandis que par le mercure elle coûtait souvent jusqu'à 120 francs. L'acide *acétique* froid donne naissance à du *vert-de-gris* (sous-acétate de cuivre) lorsqu'il agit sur des bijoux dorés au trempé, tandis qu'il n'attaque pas ceux qui sont dorés au mercure ; c'est que l'objet doré au trempé peut être considéré comme un réseau dans lequel il existe beaucoup d'intervalles *non dorés*.

Dorure au trempé par le procédé de MM. Roseleur et Lanaux.

Pour préparer le bain, on dissout dans 5 litres d'eau 400 grammes d'un *pyrophosphate* soluble ; on ajoute 5 grammes d'or à l'état de chlorure aussi neutre que possible ; à peine ce bain commence-t-il à chauffer qu'on peut l'employer. La quantité de dorure obtenue par ce bain est presque le double de celle que fournit le procédé d'Elkington ; non pas que les pièces contiennent moins d'or, mais parce que le bain au pyrophosphate, avant de servir, n'a pas, comme celui d'Elkington, laissé déposer un *tiers* de son or, et qu'en outre ici on épuise complétement le

bain, tandis qu'Elkington ne peut pousser le sien que jusqu'aux deux tiers.

Mise en couleur. Il arrive souvent dans la pratique que, soit faute d'un décapage suffisant, soit parce que le bain tire à sa fin, les pièces sortent *ternes* et *noirâtres;* on remédie à cet inconvénient en leur faisant subir une préparation ultérieure qu'on nomme *mise en couleur.* Pour cela on dissout dans 1 litre d'eau 500 grammes de sulfate de protoxyde de fer, autant de sulfate de zinc, d'azotate de potasse et d'alun. On plonge dans ce mélange les pièces ternes, on les secoue légèrement pour qu'elles soient seulement humectées, on les chauffe dans une mouffle jusqu'à ce que les sels entrent en fusion, on les plonge ensuite dans une légère eau seconde d'acide sulfurique; elles ont alors repris tout leur éclat. On conçoit que dans ces diverses réactions il s'est formé des acides qui ont attaqué et réduit l'oxyde de cuivre et l'oxyde d'or qui s'étaient déposés à la surface des bijoux.

Moyen de reconnaître si un objet a été doré au trempé ou au mercure. D'après M. Barral, il suffit de dissoudre les pièces dans de l'acide azotique étendu, qui dissout le cuivre en laissant une pellicule qui conserve la forme de l'objet. Si on a doré au mercure, cette pellicule est toujours noire *sur la partie qui était en contact* avec le cuivre, tandis qu'elle est *brillante* des deux côtés, si la dorure avait eu lieu au trempé; cela tient à ce que, dans le premier cas, le cuivre est recouvert d'un alliage d'or et de cuivre, tandis que dans la dorure au trempé il n'y a qu'une couche d'or appliquée sur le cuivre sous-jacent.

Je dirai en terminant que les procédés d'*argenture* et de *dorure* de MM. Roseleur et Lanaux doivent être préférés à ceux de Wreight et Elkington.

On peut encore dorer sur *verre*, sur *porcelaine,* sur *bois*, sur *plâtre*, etc. On applique l'or sur le *verre* et sur la *porcelaine* à l'aide d'un pinceau, puis on chauffe à un feu de mouffle; l'or pulvérisé avait été préalablement broyé avec du borate de soude et de l'essence de térébenthine. Pour dorer le *bois,* le *plâtre,* la *pierre,* les *statues*, les *grilles*, les *balcons,* etc., on applique l'or en feuilles sur ces différents corps, après les avoir enduits de plusieurs couches d'un mélange d'huile de lin lithargirée, de carbonate de plomb et d'essence de térébenthine, ainsi que d'une couche de mordant préparé avec l'huile de lin siccative et un peu de vernis au copal dur. On emploie le blanc d'œuf comme mordant lorsqu'il s'agit de fixer des feuilles d'or sur le *cuir,* sur la *couverture des livres*, etc.

Anneaux colorés (voy. p. 279).

Du platinage, du cuivrage et du ferrage.

On platine le bronze par *immersion,* à l'aide d'un bain préparé en faisant chauffer du chlorure de platine avec du carbonate de potasse et de soude, et une certaine quantité de chlorure d'or. Quand on veut platiner à l'aide de la *pile,* on agit avec un mélange de chlorure de platine et de cyanure de potassium.

Pour fixer une couche de cuivre sur du fer ou de l'acier, on dissout 1 kilogramme de cyanure de cuivre dans 10 kilogrammes d'eau; on dépose le fer sur des objets en cuivre, de manière à leur donner l'aspect de l'*acier,* en dissolvant l'hydrate de protoxyde de fer dans du chlorhydrate d'ammoniaque, et en plongeant dans la liqueur des petits barreaux de zinc.

DU PALLADIUM. Pd. Équivalent = 666,2.

Le palladium, découvert par Wollaston en 1803, se trouve: 1° dans la mine de platine, où il est combiné avec une multitude d'autres métaux; 2° uni à une petite quantité d'iridium, sous forme de petites fibres divergentes, dans les mines de platine du Brésil qui accompagnent l'or natif en grains; 3° dans la poudre d'or du Brésil.

Le palladium est solide, d'une couleur semblable à celle de l'argent, excepté qu'elle est d'un blanc plus mat; il est malléable et ductile; son poids spécifique est de 11,3 quand il a été fondu, et de 11,86 après avoir été laminé. Il ne peut être *fondu* que par un excellent feu de forge, ou par le moyen du gaz oxygène: alors il entre en ébullition, se volatilise, et *paraît* absorber une certaine quantité de gaz oxygène; du moins il se produit des aigrettes lumineuses très-éclatantes, d'après Vauquelin. Il existe un *carbure* de palladium noir, fragile, facilement réductible (voy. *Gaz oléfiant,* p. 249); il suffit de chauffer une lame de palladium dans la flamme d'une lampe à alcool pour obtenir ce carbure sous forme d'une végétation charbonneuse. Le *soufre* peut se combiner directement avec le palladium à l'aide de la chaleur et former un *protosulfure* blanc gris, brillant, fusible. Il existe un seul *iodure* de palladium qui ne peut pas se combiner avec les iodures alcalins (Lassaigne).

On connaît deux *chlorures* de palladium. — *Protochlorure,* PdCl. Il est cristallisé, brun foncé; sa poussière est jaune; à l'état anhydre, il est noir; sa dissolution aqueuse est rouge; évaporée elle donne des cristaux

d'un rouge foncé, qui, étant chauffés, fournissent de l'acide chlorhydrique, parce que l'eau est décomposée, et une poudre d'un jaune foncé, qui est probablement un oxychlorure; celui-ci, chauffé plus fortement, laisse du palladium. Il possède, comme celui de platine, la propriété de former des chlorures doubles avec les chlorures des métaux alcalins, lesquels jouissent de propriétés à peu près analogues. On l'obtient en traitant le métal par l'eau régale. Le *bichlorure,* Pd Cl^2, est d'un brun presque noir, peu stable, décomposable par l'eau en chlore et en protochlorure. On l'obtient en chauffant, avec un excès d'eau régale, le protochlorure.

L'acide *sulfurique,* à la température de l'ébullition, dissout du palladium et acquiert une couleur bleue rosée; le métal est probablement oxydé par l'air. L'acide *azotique,* et surtout l'acide hypoazotique, l'attaquent aussi à l'aide de la chaleur, lui cèdent une portion de son oxygène, et donnent des dissolutions rouges. L'acide *chlorhydrique* le dissout également à la chaleur de l'ébullition, et devient d'un beau rouge. Le véritable dissolvant du palladium est l'eau régale, qui le transforme en protochlorure (voy. *Or*).

Il peut s'unir à la potasse ou à la soude par la fusion. Mis en contact avec l'ammoniaque liquide pendant quelques jours à l'air, il s'oxyde, et la liqueur prend une teinte bleuâtre. Il peut s'allier avec un très-grand nombre de métaux et avec l'acier; il a la faculté, comme le platine, de faire disparaître la couleur de l'or; l'alliage de ces deux métaux est très-dur et a l'aspect du platine; on s'en est servi pour graver l'instrument circulaire de l'observatoire de Greenwich, construit par M. Troughton. On emploie encore d'autres alliages de palladium dans la fabrication des porte-crayons, des lancettes à vacciner, etc.; du reste, ce métal est devenu un peu moins rare, et sert aussi depuis quelque temps à frapper des médailles.

Extraction (voy. *Platine*).

DES OXYDES DE PALLADIUM.

Il en existe deux.—*Protoxyde,* Pd O. Il est noir et brillant, s'il est anhydre, et d'un brun très-foncé s'il est *hydraté;* le premier se dissout lentement dans les acides forts, et ne se combine pas avec les alcalis; l'hydrate fournit des combinaisons solubles avec les alcalis et avec les acides. On l'obtient anhydre en calcinant l'azotate de palladium à une température modérée, et hydraté en versant du carbonate de potasse dans

de l'azotate de protoxyde.—*Bioxyde,* Pd O^2. Il a été difficile, pour ne pas dire impossible, de le séparer complétement de la potasse avec laquelle il a été préparé.

DES SELS DE PROTOXYDE DE PALLADIUM.

Les sels de palladium sont rouges ou d'un jaune brunâtre à l'état solide, et d'un rouge intense tirant sur le jaune lorsqu'ils sont dissous. Le sulfate de protoxyde de fer en précipite du palladium, à moins que les liqueurs ne soient très-étendues. Les sulfures solubles et l'acide sulfhydrique y font naître un précipité brun foncé de sulfure de palladium. Le protochlorure d'étain et l'iodure de potassium y occasionnent sur-le-champ un précipité noir de palladium. Le cyanure jaune de potassium et de fer y détermine un précipité olive. Le cyanure de potassium les précipite en blanc, ainsi que le cyanure de mercure. Le sulfate, l'azotate de potasse et le chlorure de potassium, les précipitent en orangé plus ou moins foncé. Tous les métaux, excepté l'or, l'argent, le platine, le rhodium, l'iridium et l'osmium, en précipitent le palladium à l'état métallique. La potasse et la soude en précipitent un sel basique jaune brun, soluble dans un excès d'alcali, sans colorer la liqueur. Le gaz hydrogène les réduit à l'aide de la chaleur, et on obtient le palladium.

TABLEAU *des précipités formés par les alcalis, l'acide sulfhydriqu[e]*
de noix de galle da[ns]

NOMS des DISSOLUTIONS SALINES.	PRÉCIPITÉS formés PAR LA POTASSE ET LA SOUDE.	PRÉCIPITÉS formés PAR L'ACIDE SULFHYDRIQUE.
Sels de protoxyde de manganèse. .	précipité blanc. .	point de précipité. .
— de zinc.	blanc.	précipité blanc (1).
— de protoxyde de fer.	id.	point de précipité. .
— de sesquioxyde de fer.	rouge jaunâtre. .	précipité de soufre.
— de protoxyde d'étain.	blanc.	précipité chocolat. .
— de bioxyde d'étain.	id.	précipité jaune (2). .
— de bioxyde de molybdène. . . .	. . . .	. . . .
— de bioxyde de vanadium. . . .	blanc grisâtre. .	point de précipité. .
— de chrome.	vert.	id. . . . .
— de protoxyde d'antimoine. . .	blanc.	précipité orangé. . .
— de tellure.	id.	noir. . . . .
— de protoxyde d'urane.	vert grisâtre. . .	point de précipité. .
— de sesquioxyde d'urane.	jaune.	id. . . . .
— de protoxyde de cérium. . . .	blanc.	id. . . . .
— de sesquioxyde de cérium. . . .	jaune.	id. . . . .
— de cobalt.	bleu.	précipité noir. . . .
— de bismuth.	blanc.	noirâtre. . . . . . .
— de plomb.	id.	id. . . . .
— de protoxyde de cuivre.	jaune orangé. . .	brun foncé. . . . . .
— de bioxyde de cuivre.	bleu.	id.. . . . .
— de nickel.	vert.	point de précipité. .
— de protoxyde de mercure. . . .	noirâtre.	précipité noir. . . .
— de bioxyde de mercure.	jaune-serin. . . .	id. . . . .
— d'argent.	olive foncé. . . .	id. . . . .
— d'or.	brun.	id. . . . .
— de protoxyde de platine. . . .	noir.	. . . .
— de bioxyde de platine.	jaune (la soude ne le précipite pas).	id.
— de palladium.	jaune.	brun foncé. . . . . .
— de rhodium.	verdâtre.	noir. . . . .
— de sesquioxyde d'iridium. . . .	brun foncé.	

(1) Si le sel est acide, il n'y a point de précipité.

(2) Le précipité ne tarde pas cependant à avoir lieu si la dissolution est en contact avec l'air.

(3) A moins que l'acide sulfhydrique ne soit trop faible.

(4) Il faut ajouter à ce que je viens de dire : 1° que l'acide sulfhydrique ne précipite aucun des sels de la première classe; 2° que l'ammoniaque agit sur les sels qui composent ce tableau, comme la potasse, excepté qu'elle précipite en blanc ceux qui sont formés par le bioxyde de mercure.

La plus légère attention suffit pour voir qu'il existe un certain nombre de dissolutions métalliques des six dernières classes qui sont précipitées par les sulfures, et qui ne

fures, le cyanure jaune de potassium et de fer, et l'infusion
olutions salines.

PRÉCIPITÉS formés PAR LES SULFURES SOLUBLES.	PRÉCIPITÉS formés PAR LE CYANURE JAUNE DE POTASSIUM ET DE FER.	PRÉCIPITÉS formés PAR L'INFUSION DE NOIX DE GALLE.
précipité blanc rosé. .	blanc.	point de précipité.
blanc.	id.	id.
noir.	blanc qui bleuit à l'air. . . .	id. (3).
id.	bleu très-foncé.	violet presque noir.
chocolat.	blanc.	jaunâtre.
jaune.	id.	id.
. . . .	brun.	brun foncé.
noir.	jaune-citron.	bleu très-foncé.
gris verdâtre.	vert.	brun.
orangé rouge.	blanc.	blanc jaunâtre.
noir.	point de précipité.	jaune.
id.	rouge de sang.	chocolat.
noirâtre.		
blanc.	blanc.	point de précipité.
id.	id.	id.
noir.	vert d'herbe.	blanc jaunâtre.
id.	blanc.	orangé.
id. . . . . -	id.	blanc.
id.	id.	olive.
id.	cramoisi.	brun.
id.	vert-pomme.	blanc verdâtre.
id.	blanc passant au jaune. . .	jaune orangé.
id.	id.	id.
id.	blanc.	jaune brunâtre.
id.	point de précipité.	brun.
noir.	jaune-serin.	vert foncé.
brun foncé.	olive.	
noir (4).	point de précipité.	

sont pas troublées par l'acide sulfhydrique; cependant on ne saurait énoncer ce fait d'une manière générale sans induire en erreur. Gay-Lussac a prouvé que l'acide sulfhydrique seul ne précipite pas les dissolutions métalliques ci-dessus mentionnées, lorsqu'elles sont formées par un acide fort, tel que l'acide sulfurique, l'acide azotique, etc.; mais qu'il n'en est aucune qui ne soit précipitée par ce réactif lorsque l'acide qui la compose est faible : ainsi les acétates, les tartrates, les oxalates de fer et de manganèse, sont partiellement décomposés et précipités par l'acide sulfhydrique. Ce savant a encore démontré que les dissolutions salines non précipitables par ce réactif le deviennent lorsqu'on les mêle avec de l'acétate de potasse, qui les décompose et les transforme en acétates.

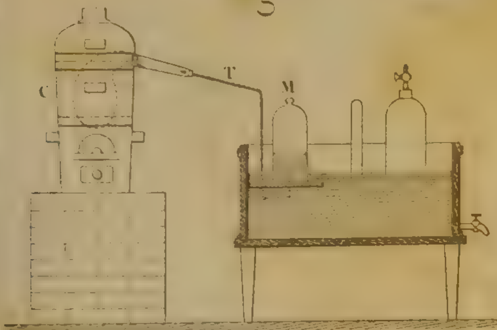
TABLEAU *des principaux sels qui se décomposent mutuellement, et qui par conséquent ne peuvent point exister ensemble dans une liqueur.*

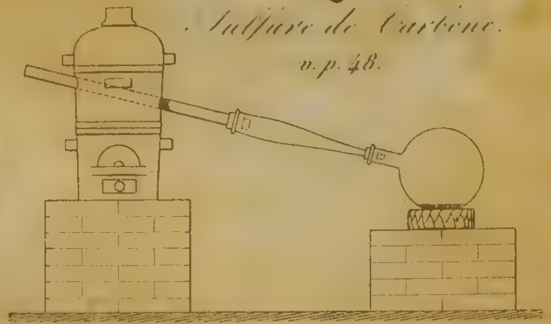
NOMS des DISSOLUTIONS SALINES.	SELS AVEC LESQUELS ELLES NE PEUVENT PAS EXISTER.
Carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque.	Aucun des sels solubles des six dernières classes. Les sels de baryte, de strontiane et de chaux.
Sulfates solubles.	Les sels solubles de baryte, de strontiane, de chaux (1), de bismuth, d'antimoine, de plomb, l'azotate de protoxyde de mercure.
Phosphates et borates solubles. . .	Les sels solubles de chaux, de baryte, de strontiane, de magnésie, et des oxydes des six dernières classes.
Sulfures solubles.	Les sels des oxydes des six dernières classes, excepté ceux de glucyne et d'yttria.
Chlorures solubles.	Les sels solubles d'argent, de protoxyde de mercure, de plomb.
Iodures solubles.	Les sels solubles d'argent, de mercure, de plomb (2).

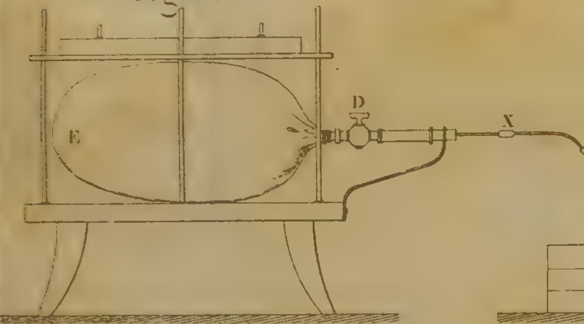
(1) Excepté le sulfate de chaux.

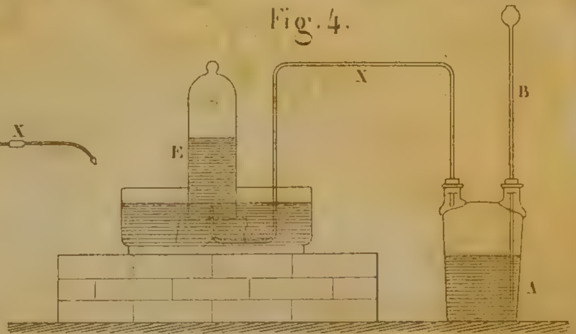
(2) Si les dissolutions salines dont je parle étaient très-étendues d'eau, il pourrait se faire que quelques unes d'entre elles ne fussent point décomposées; on pourrait alors les trouver ensemble dans une liqueur, mais leur décomposition aurait constamment lieu en les faisant évaporer pendant quelque temps.

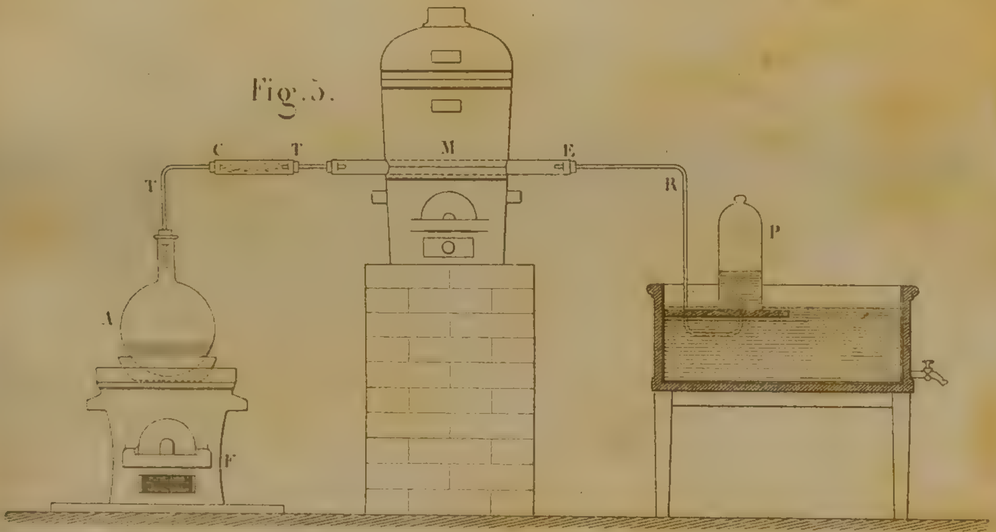


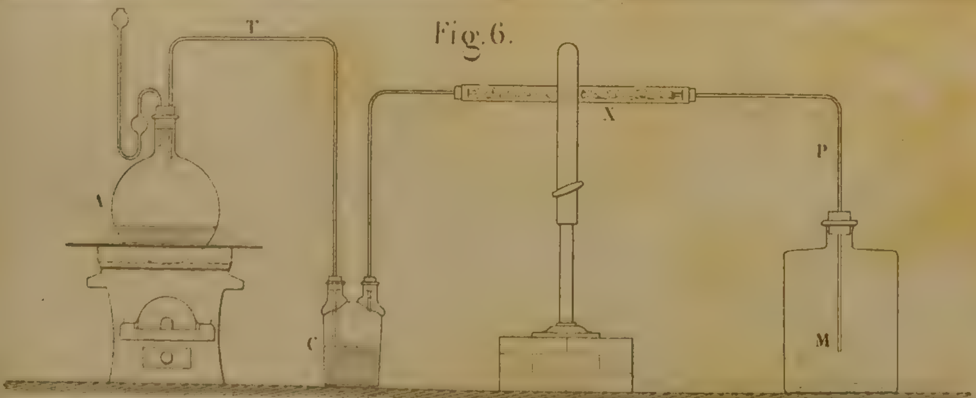












Publié par Labé. E. Wormser sc.

Fig. 1.

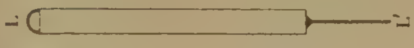


Fig. 3.

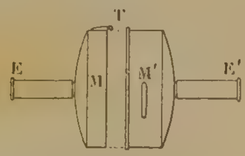
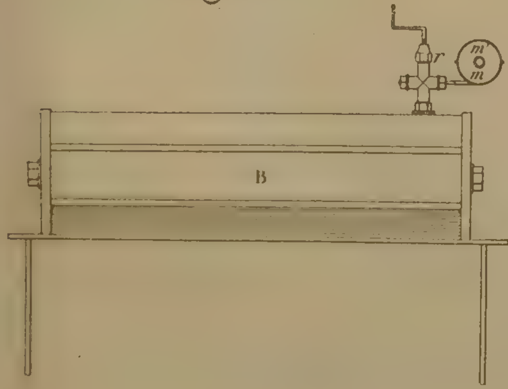


Fig. 2.



Détails du Condensateur.

Fig. 3'.



E. Wormser sc.

Fig. 1.

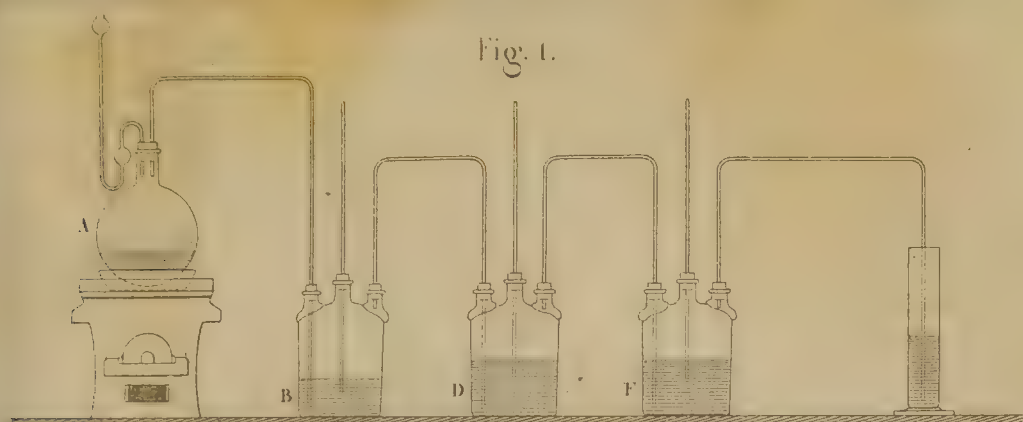


Fig. 2.

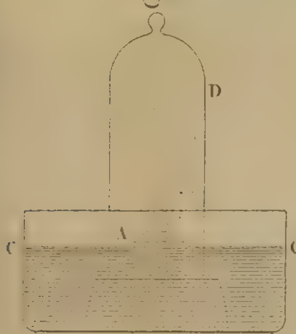


Fig. 3.

Analyse de l'air par le Phosphore.

v. p. 97.

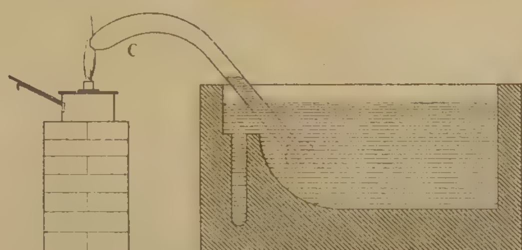


Fig. 4.



Fig. 5.

Eudiomètre.

v. p. 97.

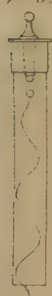
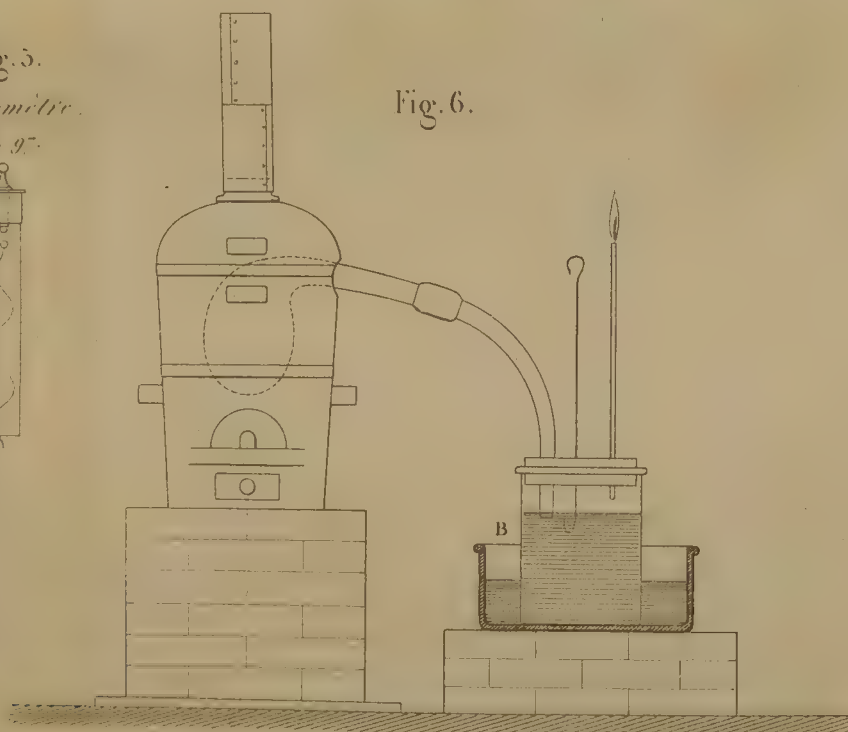
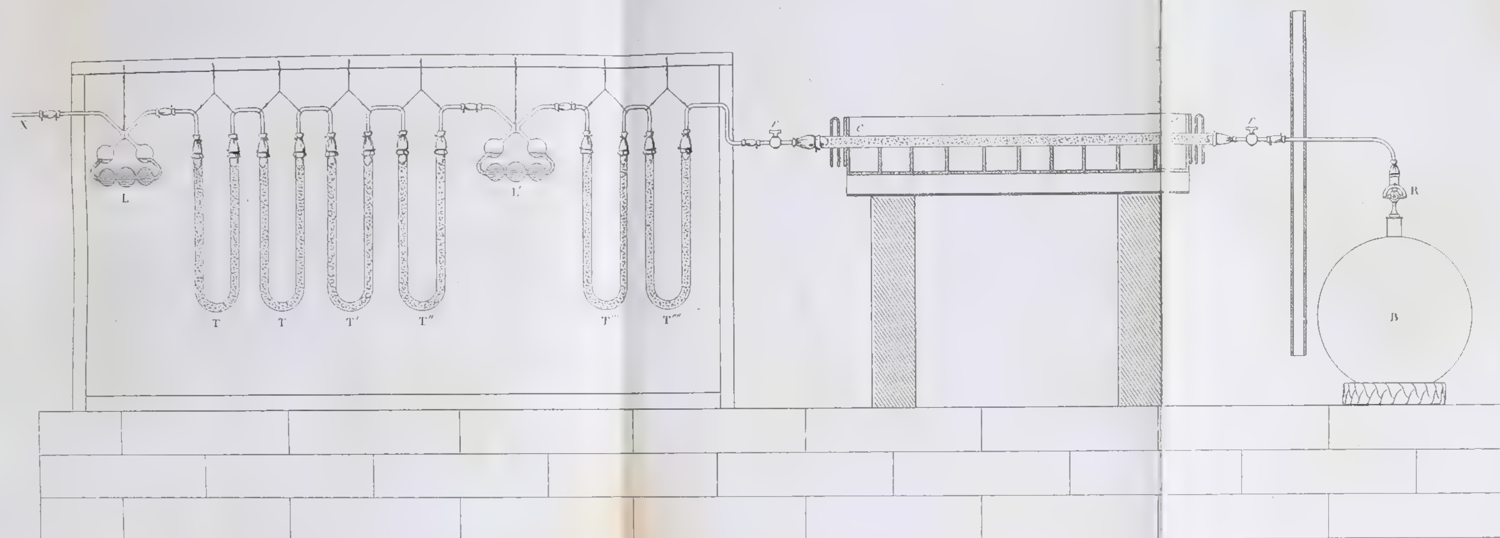


Fig. 6.



E. Wormser sc.

Analyse de l'Air.



X. *Tube allant chercher l'air hors de la chambre.*

L. *Boules contenant une dissolution de potasse.*
T T. *Tubes contenant de la ponce imprégnée de potasse.*
T'. *Potasse en morceaux.*
T''. *id. id. id. rougie*
} *destinés a absorber l'acide carbonique de l'air.*

L'. *Boules de Liebig avec acide sulfurique bouilli*
T''' T''''. *Tubes en T avec pierre ponce imprégnée d'acide sulfurique concentré*
} *destinés a dessécher l'air.*

c c'. *Tube en verre vert rempli de cuivre obtenu en réduisant l'oxyde par l'hydrogène.*

r R. *Robinets qui permettent de faire le vide dans le tube.*

B. *Grand ballon vide dans le quel se précipite l'azote de l'air.*

E. Wormser sc.

Fig. 1. *Distillation de l'Eau.* v. p. 117.

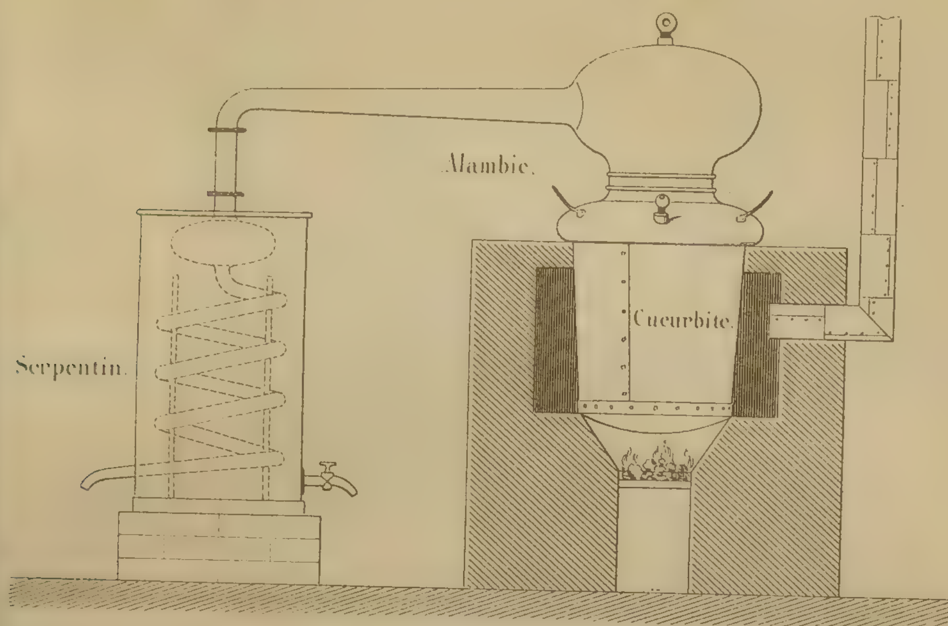


Fig. 2. *Décomposition de l'Eau.* v. p. 114.

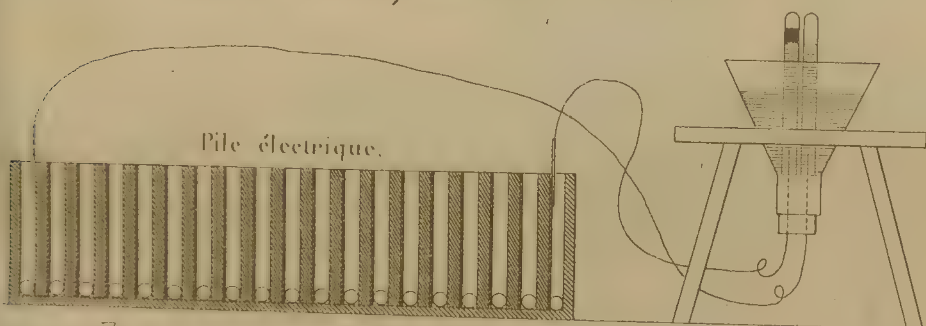


Fig. 3. *Acide sulfureux anhydre.* v. p. 126.

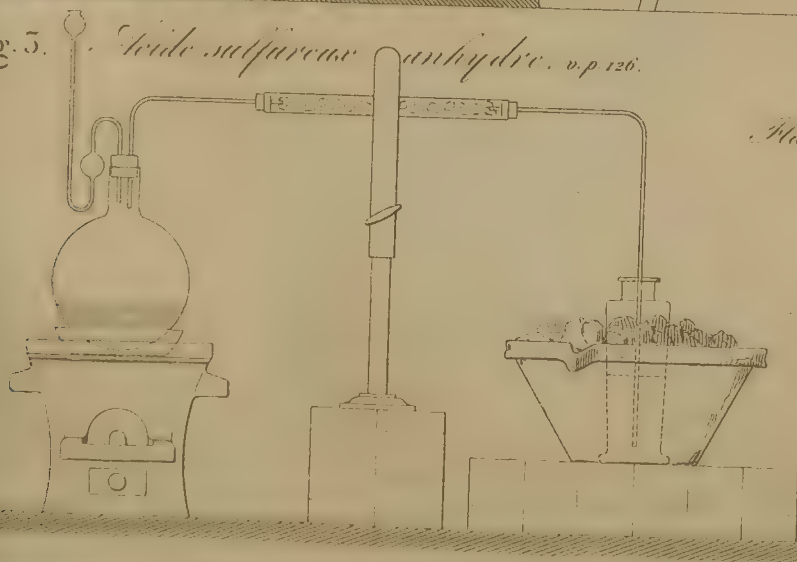


Fig. 4. *Flacon en Platine.*



E. Wormser sc.

Fig. 1. Acide sulfurique.

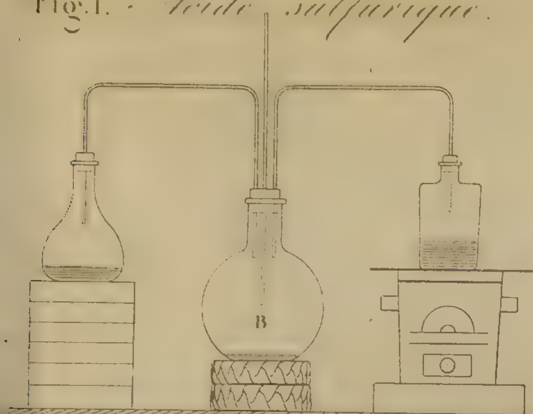


Fig. 2.

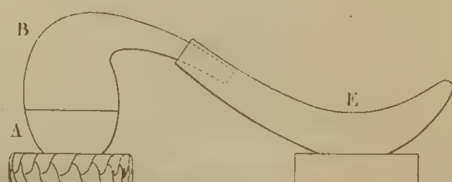


Fig. 3. Acide azotique. v. p. 77.

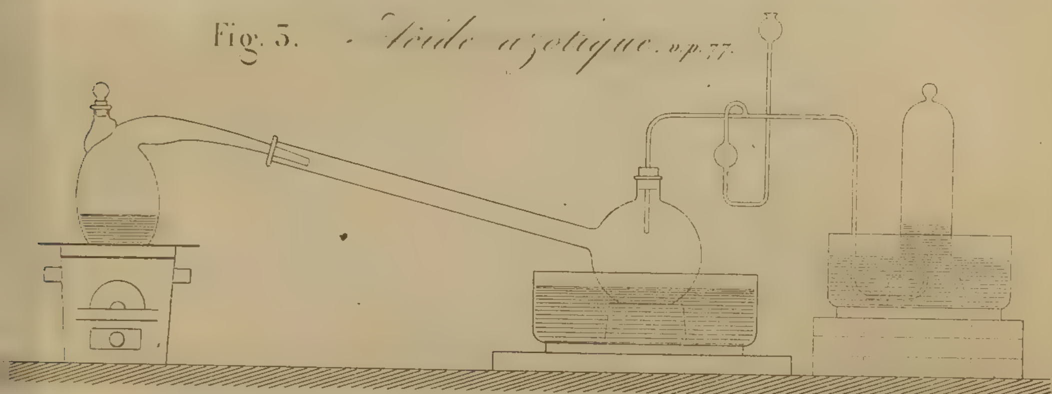
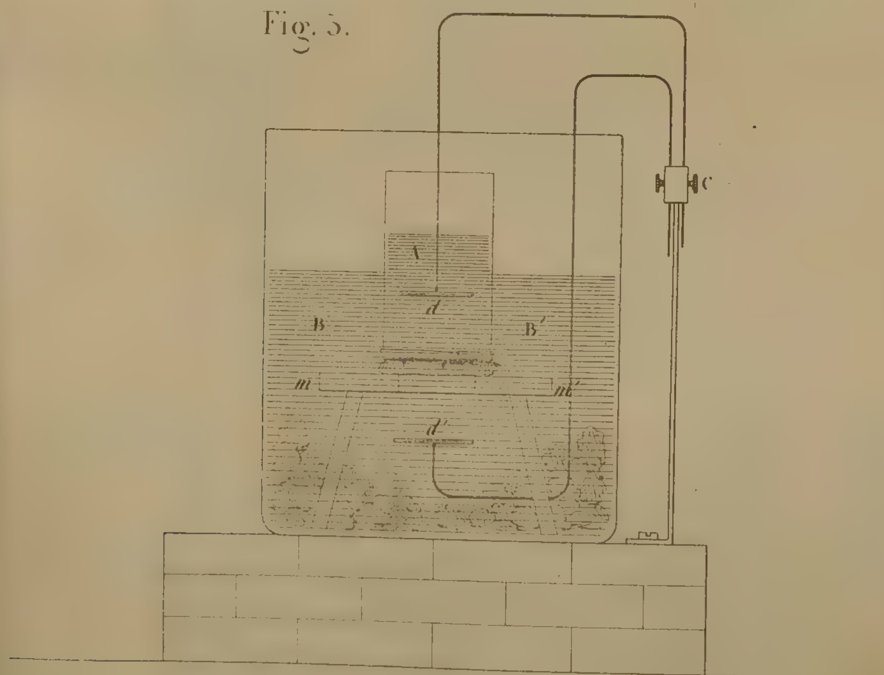
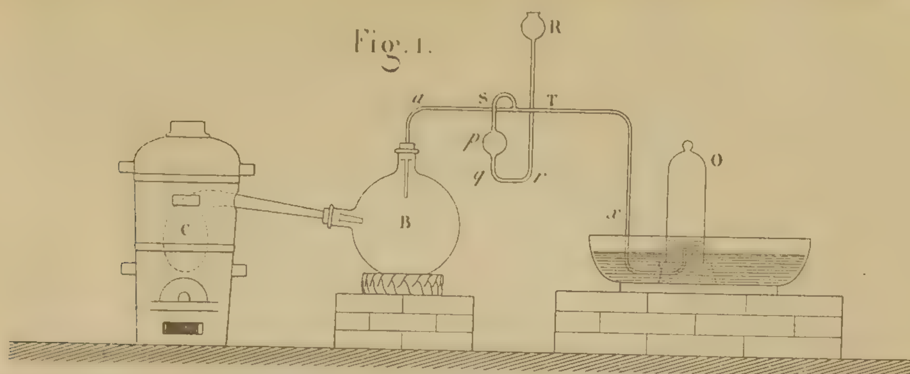
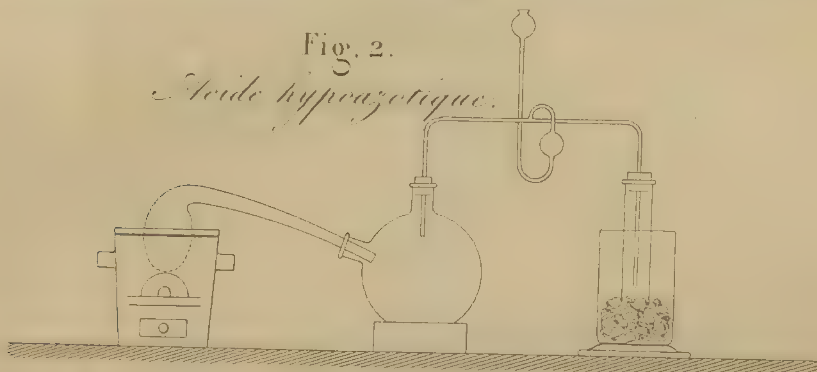


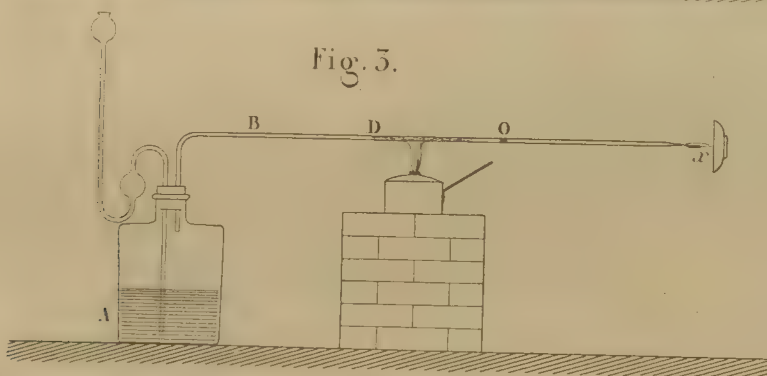
Fig. 5.

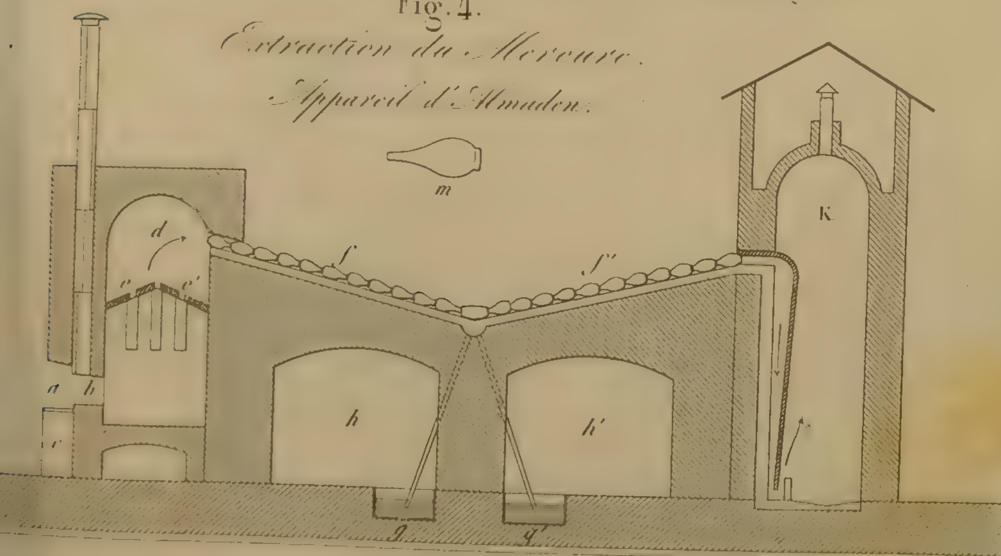


E. Wormser sc.

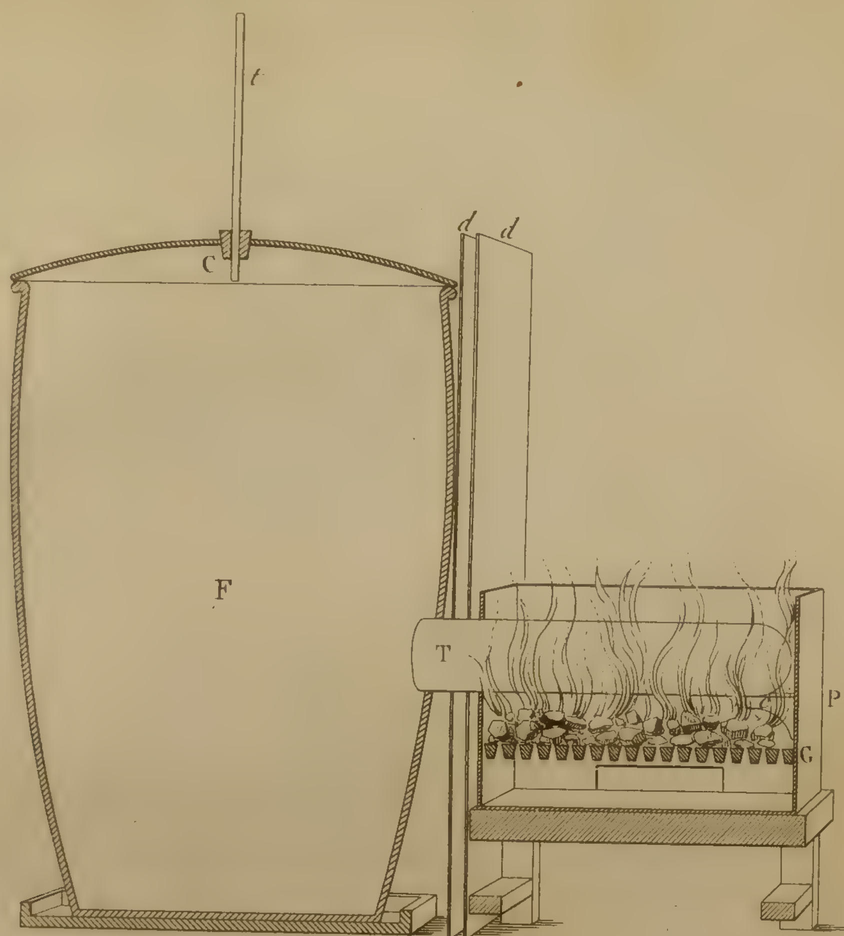

Fig. 1.
R
a
S
T
p
q
r
O
C
B
x


Fig. 2.
Acide hypoazotique.


Fig. 3.
B
D
O
x
A


Fig. 4.
Extraction du Mercure.
Appareil d'Almaden.
m
K
d
e
e'
f
f'
a
b
r
h
h'
g
g'

E. Wormser sc.



P. *Fourneau en terre.*

G. *Grille mobile en 3 parties que l'on soulève pour faire tomber le feu quand l'opération est terminée.*

T. *Tube qui contient le mercure doux, il appuie d'un côté sur un contre-fort C.*

F. *Récipient.*

C. *Couvercle du Récipient.*

t. *Tube de verre ouvert aux deux bouts.*

d. d. *Plaques en tôle laissant entre elles un écartement de 5 centim. et qui servent à préserver le Récipient de la chaleur du foyer.*

Guiguet sc.

ÉLÉMENTS

DE CHIMIE.

TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES DANS CE VOLUME.

DEUXIÈME PARTIE.

CHIMIE ORGANIQUE.

SECTION DEUXIÈME.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS COLORANTS.

SECTION TROISIÈME.

DES ACIDES.

SECTION QUATRIÈME.

DES ALCALIS ORGANIQUES.

CLASSE DEUXIÈME.

Des produits immédiats des végétaux.

CLASSE TROISIÈME.

Des organes des végétaux.

CLASSE QUATRIÈME.

Des phénomènes chimiques de la germination et de l'accroissement des plantes.

CLASSE CINQUIÈME.

Des fermentations.

DE

LA CHIMIE ANIMALE.

CLASSE PREMIÈRE.

Des principes immédiats.

SECTION PREMIÈRE.

DES PRINCIPES NEUTRES OU INDIFFÉRENTS.

SECTION DEUXIÈME.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS ACIDES.

SECTION TROISIÈME.

DES BASES ALCALINES.

CLASSE DEUXIÈME.

Des produits immédiats et des organes des animaux.

SUPPLÉMENT.

ÉLÉMENTS

DE CHIMIE.

DEUXIÈME PARTIE.

CHIMIE ORGANIQUE.

DES CORPS ORGANIQUES.

Lorsqu'on observe attentivement un végétal ou un animal parfaitement développés, on y remarque une multitude de matières différentes qu'il est impossible de confondre, à l'aide des seuls caractères physiques : ainsi les feuilles, les tiges, les racines, les fleurs, etc., d'une part ; le cerveau, les poumons, les muscles, les os, la peau, etc., d'autre part, seront facilement distingués les uns des autres. Il en sera de même d'une multitude de produits fournis par les végétaux et par les animaux. Quel rapport y a-t-il, par exemple, entre le suc de la canne qui contient le sucre, et celui du pavot, qui est presque entièrement formé par l'opium ; entre la gomme que l'on trouve sur les fruits de certaines plantes et un très-grand nombre de matières résineuses ; entre l'urine, la bile, la salive, etc. ? Cependant, si on soumet à l'analyse chimique toutes les parties dont je viens de parler, on les trouvera constamment formées des mêmes éléments ; le plus souvent, on n'y reconnaîtra que de l'hydrogène, de l'oxygène et du carbone ; plusieurs d'entre elles renfermeront, outre ces trois principes, de l'azote ; quelques-unes seront uniquement composées de carbone et d'hydrogène. Ces considérations ont fait naître l'idée d'admettre dans les végétaux et dans les animaux cinq sortes de matières : 1° les *matières simples,* dont la réunion constitue la molécule organique ; telles sont l'oxygène, l'hydrogène, le carbone, et quelquefois l'azote. 2° Les *principes immédiats,* c'est-à-dire *des substances composées de quelques-uns de ces éléments, offrant toujours les mêmes propriétés, quel que soit le végétal ou l'animal qui les a fournies, et dont on ne peut séparer plusieurs sortes de matières sans agir sur les*

éléments qui les constituent ; tels sont le sucre, la quinine, la morphine, le caséine, etc. En effet, lorsqu'on cherche à séparer de ces principes immédiats plusieurs sortes de matières au moyen du feu, des acides, des alcalis, etc., si on les décompose, comme cela a presque toujours lieu, on en extrait de l'eau, de l'huile pyrogénée, des gaz carburés, de l'acide acétique, ou des sels ammoniacaux, etc., produits dont la formation suppose que le sucre, la quinine, etc., ont été complétement décomposés et réduits à leurs éléments, lesquels se sont ensuite combinés deux à deux, trois à trois, pour former des composés, tels que l'eau, l'huile, l'acide acétique, des gaz carburés, l'ammoniaque, etc. (1). 3° Les composés à *proportions définies* des principes immédiats entre eux ; 4° les *mélanges* de plusieurs principes immédiats, comme les sucs sucrés, huileux, résineux, la bile, l'urine, la salive, etc., dans lesquels on trouve deux, trois, ou un plus grand nombre de ces principes unis en proportions *non définies ;* 5° les *organes* des végétaux et des animaux, les tiges, les feuilles, les fleurs, les racines, le foie, la rate, les muscles, les os, etc., qui sont également composés de plusieurs principes immédiats. L'existence de ces diverses matières dans les corps organiques me trace l'ordre que j'ai à suivre dans l'étude de cette branche de la science. Je vais prouver, après avoir exposé quelques considérations générales, que le nombre des éléments des corps organiques est tel que je l'ai indiqué, tout en m'abstenant de décrire les propriétés de ces éléments, parce qu'elles font l'objet d'une partie de la chimie minérale; j'étudierai les divers principes immédiats, je ferai connaître après la nature et les principales propriétés des *produits mélangés* de plusieurs de ces principes, enfin j'examinerai les organes.

ARTICLE PREMIER.

DES ÉLÉMENTS DES CORPS ORGANIQUES.

Je viens de dire que les corps organiques et leurs produits sont formés d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, ou de ces trois éléments, plus d'azote ; il en est cependant un très-petit nombre qui ne renferment

---

(1) On considère aussi comme des principes immédiats des matières qui en possèdent tous les caractères, mais que l'on n'a pas encore trouvées dans la nature, comme, par exemple, les acides camphorique, mucique, subérique.

que du carbone et de l'oxygène, ou de l'hydrogène et du carbone. Quelques principes immédiats organiques contiennent en outre de petites proportions de *soufre*, de *phosphore*, de *chlore*, de *fluor*, de *fer*, de *potassium*, de *sodium*, de *calcium*, de *magnésium*, etc., ou des composés de ces mêmes éléments. Voici comment on peut prouver que les matières organiques sont formées d'oxygène, d'hydrogène, de carbone, et quelquefois d'azote : que l'on introduise la matière dans une cornue de grès lutée, dont le col se rend dans une des extrémités d'un tuyau de porcelaine disposé dans un fourneau à réverbère, de manière à pouvoir être entouré de charbon ; que l'on fasse partir de l'autre extrémité du tuyau de porcelaine un tube de verre qui se rend dans une des tubulures d'un flacon bitubulé vide, entouré de glace et de sel, et dont la seconde tubulure livre passage à un autre tube de verre recourbé, propre à conduire les gaz sous des cloches pleines de mercure ; que l'on fasse rougir le tuyau de porcelaine après avoir luté les jointures de l'appareil ; lorsque ce tuyau sera incandescent, que l'on mette le feu sous la cornue ; la matière organique ne tardera pas à se décomposer et fournira des produits qui traverseront le tuyau de porcelaine. On trouvera à la fin de l'opération : 1° du *charbon* dans la cornue ; 2° du gaz oxyde de carbone, du carbure d'hydrogène gazeux et du gaz acide carbonique, dans les cloches remplies de mercure ; 3° de l'eau dans le flacon bitubulé. Quelquefois ce liquide sera mêlé d'une ou de plusieurs huiles, d'acide acétique, ou de sels ammoniacaux ; mais en le soumettant de nouveau à l'action d'une chaleur rouge, il se décomposera à son tour et fournira les produits que je viens d'indiquer. Pour peu que l'on réfléchisse à la nature de ces produits formés aux dépens de la matière organique, on verra qu'ils sont tous composés de carbone et d'hydrogène, de carbone et d'oxygène, d'oxygène et d'hydrogène, ou bien d'azote et d'hydrogène ; d'où il suit que ces principes sont les seuls éléments des matières organiques. Le nombre des matières végétales contenant de l'azote me paraît plus considérable qu'on ne le pense généralement : en effet, la plupart d'entre elles donnent, en se décomposant, un charbon susceptible de fournir, lorsqu'il est rougi avec de la potasse et mis dans l'eau, une plus ou moins grande quantité de cyanure de potassium (Proust, Vauquelin, etc.). Or, il est impossible d'admettre la formation d'un cyanure sans azote ; à la vérité, plusieurs de ces substances ne produisent qu'une très-petite quantité de ce corps.

ARTICLE II.

DE L'ACTION DES DIVERS AGENTS CHIMIQUES OU NATURELS SUR LES CORPS ORGANIQUES.

Sans entrer dans l'examen détaillé de l'action qu'exercent les divers agents qu'on peut mettre en contact avec les substances organiques, il est un certain nombre de phénomènes assez bien caractérisés et assez fréquents pour qu'on puisse les énoncer d'une manière générale, sans prétendre les appliquer à l'étude spéciale des corps, mais en ne les considérant que comme des altérations que peuvent sans cesse éprouver les principes immédiats soumis à ces agents.

Action du calorique.—Lorsqu'on soumet les corps organiques à l'action de la *chaleur* en vases clos, on voit, si la température *est peu élevée :* 1° qu'ils distillent sans altération ou qu'ils ne se volatilisent pas ; ainsi l'alcool, l'éther, l'esprit de bois, l'acide acétique, etc., passent dans le récipient ; l'amidon, le sucre, l'albumine, la fibrine, etc., restent dans la cornue ; 2° qu'ils se volatilisent en partie, tandis qu'une autre portion est décomposée ; tels sont l'acide oxalique et l'indigotine ; 3° qu'ils sont altérés et complétement décomposés ; tels sont l'amidon, le sucre, l'albumine, la fibrine. Parmi les corps organiques décomposables à une température *peu élevée,* il en est qui commencent par perdre l'eau qui entrait dans leur composition, et qui, par cela seul, constituent des corps nouveaux ; je citerai l'acide *tartrique,* $H^4 C^8 O^{10}, 2HO$; si on le chauffe modérément, il fond, perd un demi-équivalent d'eau, et devient acide *tartralique,* $H^4 C^8 O^{10}, 1\frac{1}{2}HO$; si le thermomètre marque 200°, il perd un équivalent d'eau et se trouve transformé en acide *tartrélique,* $H^4 C^8 O^{10}, HO$; ce dernier acide, chauffé avec précaution, perd son équivalent d'eau et laisse l'acide *tartrique anhydre,* $H^4 C^8 O^{10}$, lequel, à son tour, si on continue à le chauffer, sera, si je puis m'exprimer ainsi, plus radicalement décomposé, et fournira de l'acide pyruvique, de l'acide pyrotartrique et de l'acide acétique (voy. *A. tartrique*). Si la *température est très-élevée,* et que son action se fasse sentir pendant un temps suffisant, tous les corps organiques, même ceux que j'ai signalés comme étant volatils à une chaleur modérée, sont décomposés ; les produits de ces décompositions sont loin d'être les mêmes pour les substances *azotées* et pour celles qui ne le sont pas.

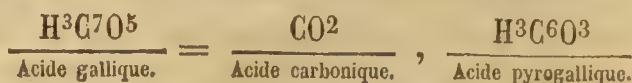
Les corps organiques *non azotés,* soumis à l'action d'une chaleur *rouge,* dans une cornue munie d'appareils propres à recueillir les

produits volatils et les gaz, donnent presque toujours un résultat identique; dans le récipient, on trouve un liquide qui, d'abord légèrement jaunâtre et formé presque en totalité d'eau, devient peu à peu plus foncé, *acide* et odorant, jusqu'à ce qu'enfin il passe une sorte de goudron noir, épais, qui se fige à la fin de l'opération; pendant tout ce temps, il s'est dégagé des gaz, et dans la cornue il ne reste que du *charbon*. Ces divers produits sont assez complexes; ils consistent, en général, pour les liquides, en eau, en acide acétique, en esprit pyroacétique, et en goudron, dans lequel figurent, comme produits secondaires, la créosote, la paraffine, et d'autres substances analogues; enfin les produits gazeux seront de l'oxyde de carbone, de l'acide carbonique, de l'hydrogène ordinairement carboné, et de l'acide sulfhydrique, si le corps organique contenait du soufre. Cette opération seule suffirait pour donner une idée de la composition des substances organiques *non azotées,* puisque dans tous les produits obtenus on ne trouve que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène; mais elle est insuffisante pour faire connaître la proportion de ces éléments et pour distinguer les principes immédiats les uns des autres: c'est ce qui fit dire à Homberg, après avoir ainsi distillé près de quatorze cents plantes différentes, que ce mode d'analyse était fautif, puisque le *chou* et la *ciguë* donnaient les mêmes résultats. Si ces premiers produits sont soumis de nouveau à l'action d'une température élevée, ils se dédoublent encore, et donnent une autre portion de charbon et les composés les plus simples que ces éléments puissent produire, c'est-à-dire de l'eau, de l'oxyde de carbone, de l'acide carbonique, et quelques carbures d'hydrogène.

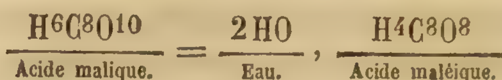
Les substances *azotées,* outre les corps qui précèdent, fournissent de l'ammoniaque par l'union de l'azote avec l'hydrogène, de l'acide cyanhydrique, quelquefois de l'acide cyanique ou du cyanogène par l'union de l'azote avec le carbone, produits qui se combinent avec l'ammoniaque et donnent autant de sels différents; parmi eux, le carbonate d'ammoniaque prédomine; on le voit cristalliser sur les parois de l'allonge et de la cornue. MM. Stenhouse et Anderson ont prouvé que plusieurs de ces substances fournissent aussi, outre l'ammoniaque, des *bases organiques huileuses volatiles* (voy. *Légumine* et la 1re page de la *Chimie animale*).

On a désigné sous le nom de corps *pyrogénés* ceux qui proviennent de la décomposition par le feu des matières organiques. S'il n'est pas encore permis d'établir pour toutes ces matières les lois de formation des corps *pyrogénés,* du moins connaît-on déjà une de ces lois, formulée ainsi par son auteur, M. Pelouze : *lorsqu'on décompose un acide organique au bain d'huile, il se forme un acide pyrogéné qui dif-*

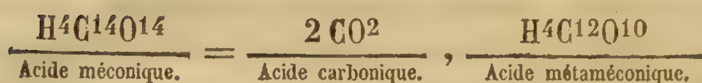
fère de l'acide primitif par de l'eau et de l'acide carbonique, ou par l'un ou l'autre de ces corps. On constate en effet, pendant cette décomposition, un dégagement de vapeur d'eau et d'acide carbonique purs. Ainsi



$$\underset{\text{Acide gallique.}}{\underline{H^3C^7O^5}} = \underset{\text{Acide carbonique.}}{\underline{CO^2}} , \underset{\text{Acide pyrogallique.}}{\underline{H^3C^6O^3}}$$



$$\underset{\text{Acide malique.}}{\underline{H^6C^8O^{10}}} = \underset{\text{Eau.}}{\underline{2\,HO}} , \underset{\text{Acide maléique.}}{\underline{H^4C^8O^8}}$$



$$\underset{\text{Acide méconique.}}{\underline{H^4C^{14}O^{14}}} = \underset{\text{Acide carbonique.}}{\underline{2\,CO^2}} , \underset{\text{Acide métaméconique.}}{\underline{H^4C^{12}O^{10}}}$$

On parviendra, sans aucun doute, à multiplier ces lois, lorsqu'au lieu de décomposer les corps organiques à une forte chaleur, on opérera, au contraire, à une température aussi basse que possible.

Action de l'oxygène et de l'air atmosphérique. — Si ces deux gaz sont *secs,* ils n'agissent guère à la température ordinaire sur les matières organiques; il n'en est pas de même s'ils sont humides, car alors ils se combinent avec elles, même à froid, et leur font éprouver une combustion lente, désignée par Liebig sous le nom d'*érémacausie;* c'est ce qui a lieu avec les huiles grasses et essentielles, la fibrine, l'albumine, la caséine. Si, au contraire, *on les chauffe* avec un excès d'oxygène ou d'air, il arrive, ou que l'oxygène se combine avec elles sans former de l'eau ni de l'acide carbonique, ou bien, ce qui a souvent lieu, que ce gaz se combine avec l'hydrogène et le carbone de la matière organique, et donne naissance à de l'eau et à de l'acide carbonique; ne sait-on pas que le bois finit par se transformer à l'air en *humus,* en acide carbonique, et en eau? En général la présence des bases alcalines favorise ces combustions lentes. Des substances poreuses, telles que l'éponge et le noir de platine, la pierre ponce, le charbon de bois, etc., déterminent quelquefois le transport de l'oxygène sur certaines matières organiques qui ne l'eussent pas absorbé si elles avaient agi seules, ou qui ne l'eussent absorbé que très-lentement.

Exemples. En contact avec la mousse de platine, l'oxygène fait passer rapidement l'alcool à l'état d'acide acétique, et il se forme de l'eau.



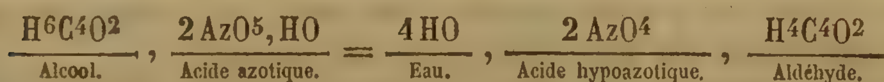
$$\underset{\text{Alcool.}}{\underline{H^6C^4O^2}} , \underset{\text{Oxygène.}}{\underline{O^4}} = \underset{\text{Acide acétique.}}{\underline{H^3C^4O^3HO}} , \underset{\text{Eau.}}{\underline{2\,HO}}$$

En présence du noir de platine, le sucre est décomposé à 160° par l'oxygène, et donne de l'eau et de l'acide carbonique.

Action des acides. — Parmi les nombreuses réactions que les acides énergiques et concentrés exercent sur les matières organiques *non azotées,* j'examinerai celles qui présentent les phénomènes les plus généraux.

D'abord, et c'est le cas le plus simple, l'acide peut s'unir avec certains principes immédiats qui jouent le rôle de *bases*, et former des *sels :* tels sont le sulfate de quinine, l'acétate de morphine, etc. ; d'autres fois il se produit des composés particuliers dans lesquels on retrouve l'acide uni à la substance *sans altération ;* je citerai la dissolution du camphre dans l'acide azotique; dans un très-grand nombre de cas, les acides, au lieu de se combiner avec les corps organiques, les décomposent, en se décomposant souvent eux-mêmes, et les transforment en d'autres corps : c'est ce qui va ressortir de l'examen de l'action particulière des principaux de ces acides.

Acide azotique. Le plus ordinairement, l'acide azotique agit en cédant une partie ou la totalité de son oxygène, et en passant à l'état d'acide hypoazotique, de bioxyde d'azote, ou même d'azote; l'oxygène *cédé* peut s'unir au corps organique : ainsi l'essence d'amandes amères, $H^6C^{14}O^2$, devient $H^5C^{14}O^3,HO$ (acide benzoïque). Il peut se combiner avec son hydrogène, ainsi l'alcool sera changé en aldéhyde :

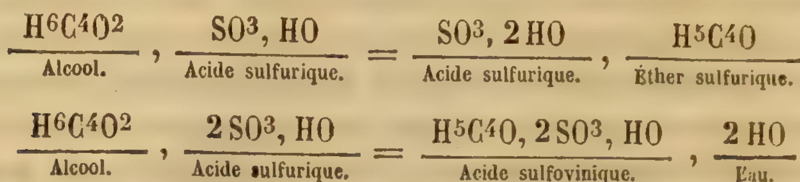


$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}},\ \underbrace{2\,AzO^5,HO}_{\text{Acide azotique.}} = \underbrace{4\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{2\,AzO^4}_{\text{Acide hypoazotique.}},\ \underbrace{H^4C^4O^2}_{\text{Aldéhyde.}}$$

Il peut surtout, lorsqu'il est concentré, s'unir à la fois à l'hydrogène et au carbone du corps organique, et donner naissance à de l'acide oxalique : c'est ce qui a lieu avec les corps riches en carbone, tels que le sucre, la gomme, l'amidon, le ligneux, les acides tartrique, citrique, malique, etc. Dans certains cas, lorsque l'hydrogène seul est brûlé par une partie de l'oxygène de l'acide azotique, et que celui-ci est ramené à l'état d'acide hypoazotique, ce dernier acide prend la place de l'hydrogène dans le nouveau corps formé: ainsi l'acide benzoïque, $\underbrace{H^5C^{14}O^3,HO}_{\text{Acide benzoïque.}}$, est transformé en acide *nitrobenzoïque,* H^4C^{14},AzO^4,O^3,HO, et en un autre acide *binitrobenzoïque,* $H^3C^{14},2\,AzO^4,O^3,HO$. On sait, par les travaux récents et importants de M. Zinin, que l'on peut transformer en *alcalis organiques,* à l'aide de l'acide sulfhydrique, les carbures d'hydrogène préalablement traités par l'acide azotique, et changés en produits dans lesquels entre un composé azoté.

Acide sulfurique. Il peut, quand il est concentré, à raison de sa grande affinité pour l'eau, décomposer un certain nombre de corps or-

ganiques, sans se décomposer lui-même, et en déterminant la formation d'une certaine quantité d'eau, aux dépens de l'hydrogène et de l'oxygène de ces corps : ainsi



$$\underset{\text{Alcool.}}{\underline{H^6C^4O^2}},\ \underset{\text{Acide sulfurique.}}{\underline{SO^3, HO}} = \underset{\text{Acide sulfurique.}}{\underline{SO^3, 2HO}},\ \underset{\text{Éther sulfurique.}}{\underline{H^5C^4O}}$$

$$\underset{\text{Alcool.}}{\underline{H^6C^4O^2}},\ \underset{\text{Acide sulfurique.}}{\underline{2SO^3, HO}} = \underset{\text{Acide sulfovinique.}}{\underline{H^5C^4O, 2SO^3, HO}},\ \underset{\text{Eau.}}{\underline{2HO}}$$

On voit, par cette dernière formule, que l'acide sulfurique peut former avec certains corps des acides *doubles,* auxquels M. Gerhardt donne le nom d'acides *copulés,* désignant sous le nom de *copule* la substance organique qui s'unit à l'acide après avoir été décomposée ; il y a ceci de remarquable que, dans ces composés *copulés,* les propriétés de l'acide sulfurique sont assez masquées pour qu'il ne précipite pas les sels de baryte. Les acides *copulés* déjà connus sont nombreux, soit qu'ils résultent de l'action de l'acide sulfurique sur des acides organiques ou sur des corps neutres, soit qu'ils proviennent de l'action de tout autre acide que l'acide sulfurique sur ces mêmes corps. M. Gerhardt a formulé à l'égard des acides *copulés* une loi que voici : *La capacité de saturation d'un sel copulé est toujours moindre d'une unité que la somme des capacités appartenant aux deux corps qui se sont accouplés.*

Si l'acide sulfurique est *affaibli,* il peut, au lieu de *déshydrater* les corps organiques, en *hydrater* quelques-uns : ainsi, quand on fait bouillir de l'amidon, $H^{12}C^{12}O^{12}$, avec lui, on obtient du *glucose,* $H^{14}C^{12}O^{14}$.

Quelquefois l'acide sulfurique *concentré* décompose les corps organiques en les *dédoublant* et sans se décomposer ; ainsi il transforme l'acide oxalique en parties égales de gaz oxyde de carbone et d'acide carbonique, et les corps gras en acides gras et en glycérine.

Dans d'autres circonstances, il se décompose, en cédant un équivalent d'oxygène au carbone et à l'hydrogène, avec lesquels il forme de l'acide carbonique et de l'eau, et il se dégage du gaz acide sulfureux : exemple, le ligneux chauffé avec l'acide, SO^3HO. On a également admis que l'hydrogène seul du corps organique peut être brûlé par l'oxygène de l'acide sulfurique, et que dans le nouveau corps formé un équivalent d'acide sulfureux ou d'acide hyposulfurique remplace un équivalent d'hydrogène enlevé.

Acide phosphorique. Mieux encore que l'acide sulfurique, l'acide phosphorique *anhydre* détermine la formation d'une certaine quantité

d'eau, aux dépens de l'oxygène et de l'hydrogène de quelques corps organiques : ainsi le camphre des laurinées, $H^{16}C^{20}O^2$, est transformé en camphogène, $H^{14}C^{20}$, et en 2 équivalents d'eau. Il forme aussi des acides *copulés ;* en effet, M. Pelouze a obtenu de l'acide *phosphovinique* en traitant l'alcool par de l'acide phosphorique hydraté.

Acide chromique , CrO^3. C'est un oxydant très-énergique que plusieurs, corps organiques peuvent ramener à l'état de sesquioxyde, Cr^2O^3; les produits qu'il fournit varient suivant que son action est plus ou moins modérée : par exemple, s'il est cristallisé, il enflamme et décompose instantanément l'alcool ; si l'action est plus lente, l'alcool est changé d'abord en aldéhyde, puis en acide acétique ; il acidifie plusieurs carbures d'hydrogène : ainsi le benzoène, H^8C^{14}, donne 2 équivalents d'eau et de l'acide benzoïque, $H^5C^{14}O^3, HO$; il transforme en acides carbonique et formique le sucre, les gommes, et d'autres substances très-oxygénées.

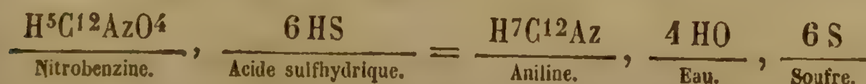
Acide sulfhydrique. Il décolore un grand nombre de matières, probablement en les hydrogénant ; l'indigo bleu est dans ce cas.



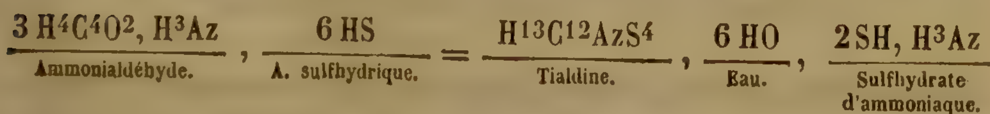
$$\underbrace{H^5C^{16}AzO^2}_{\text{Indigo bleu.}},\ \underbrace{HS}_{\text{A. sulfhydrique.}} = \underbrace{H^6C^{16}AzO^2}_{\text{Indigo blanc.}},\ \underbrace{S.}_{\text{Soufre.}}$$

Il borne quelquefois son action à se combiner avec le corps organique : ainsi le *benzonitrile,* $H^5C^{14}Az$, et l'acide sulfhydrique, $2HS$, donnent, d'après M. Cahours, de la *benzamide sulfurée,* $H^7C^{14}AzS^2$.

J'ai déjà dit que les carbures d'hydrogène rendus *azotés* par l'acide azotique étaient transformés en *alcalis organiques* à l'aide de l'acide sulfhydrique (Zinin). Ces alcalis peuvent être ou n'être pas sulfurés : quand le carbure contient de l'acide hypoazotique, l'alcali n'est pas sulfuré ; il l'est, au contraire, quand il renferme l'azote à l'état d'ammoniaque, comme on peut le voir par les deux formules suivantes :



$$\underbrace{H^5C^{12}AzO^4}_{\text{Nitrobenzine.}},\ \underbrace{6\,HS}_{\text{Acide sulfhydrique.}} = \underbrace{H^7C^{12}Az}_{\text{Aniline.}},\ \underbrace{4\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{6\,S}_{\text{Soufre.}}$$



$$\underbrace{3\,H^4C^4O^2, H^3Az}_{\text{Ammonialdéhyde.}},\ \underbrace{6\,HS}_{\text{A. sulfhydrique.}} = \underbrace{H^{13}C^{12}AzS^4}_{\text{Tialdine.}},\ \underbrace{6\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{2\,SH, H^3Az}_{\text{Sulfhydrate d'ammoniaque.}}$$

Dans certaines circonstances, l'acide sulfhydrique enlève de l'oxygène aux corps organiques en formant de l'eau ; le soufre de l'acide est déposé.

Les acides puissants hydratés, en réagissant sur les matières organi-

ques *azotées*, les décomposent aussi, et l'on obtient, outre quelques-uns des produits que j'ai signalés, de l'ammoniaque.

Lorsqu'on fait chauffer à une température qui n'est pas très-élevée certains corps organiques *non azotés*, avec un mélange de parties égales de potasse hydratée et de chaux vive réduite en poudre, ces alcalis agissent comme corps oxydants; l'eau de la potasse est décomposée, l'hydrogène se dégage, et l'oxygène se porte sur la matière organique en donnant naissance à des acides qui se combinent avec la potasse : ainsi l'alcool et l'aldéhyde donnent de l'acétate de potasse; l'huile d'amandes amères, du benzoate de potasse, etc. Voici la formule de cette dernière réaction :



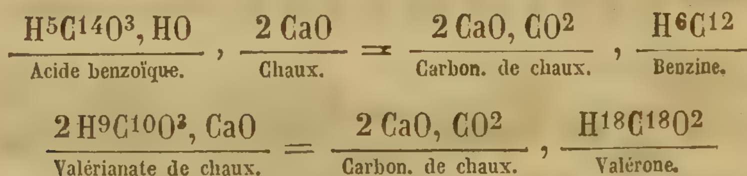
$$\underbrace{H^6C^{14}O^2}_{\text{Huile d'amandes amères.}}, \underbrace{KO, HO}_{\text{Potasse.}} = \underbrace{KO, H^5C^{14}O^3}_{\text{Benzoate de potasse.}}, \underbrace{2\,H}_{\text{Hydrogène.}}$$

Quelquefois les alcalis opèrent un *dédoublement* de certains corps organiques avec fixation d'eau : ainsi les éthers contenant un acide sont transformés par la potasse en alcool et en un sel dans la composition duquel entre l'acide de l'éther; de même les corps gras, pour la plupart du moins, sont changés en glycérine et en acides gras.



$$\underbrace{H^3C^4O^3, H^5C^4O}_{\text{Éther acétique.}}, \underbrace{KO, HO}_{\text{Potasse.}} = \underbrace{KO, H^3C^4O^3}_{\text{Acétate de potasse.}}, \underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}}$$

Les acides organiques, chauffés avec de la *chaux* ou de la *baryte*, sont décomposés de manière à fournir des produits volatils qui ne diffèrent desdits acides que parce qu'ils contiennent en moins des proportions d'oxygène et de carbone capables de former de l'acide carbonique: ainsi



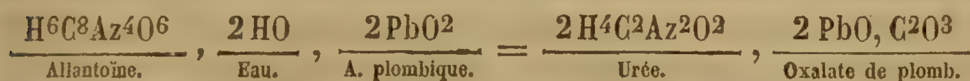
$$\underbrace{H^5C^{14}O^3, HO}_{\text{Acide benzoïque.}}, \underbrace{2\,CaO}_{\text{Chaux.}} = \underbrace{2\,CaO, CO^2}_{\text{Carbon. de chaux.}}, \underbrace{H^6C^{12}}_{\text{Benzine.}}$$

$$\underbrace{2\,H^9C^{10}O^3, CaO}_{\text{Valérianate de chaux.}} = \underbrace{2\,CaO, CO^2}_{\text{Carbon. de chaux.}}, \underbrace{H^{18}C^{18}O^2}_{\text{Valérone.}}$$

Les matières organiques *azotées* sont encore plus facilement attaquées par les alcalis que les autres; il se dégage de l'ammoniaque si la réaction a lieu à une température modérée, tandis qu'à une chaleur rouge on obtient un cyanure alcalin.

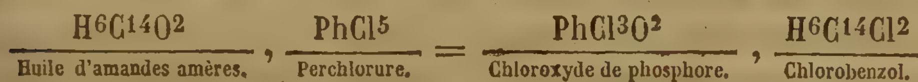
Je renverrai aux histoires particulières des corps pour d'autres modes d'action des alcalis.

Action des bioxydes de plomb et de manganèse. — Ces oxydes, mais surtout le premier, produisent l'oxydation d'un bon nombre de substances non azotées, en donnant naissance à du carbonate et à du formiate de plomb; la plupart des acides fortement oxygénés, ainsi que le glucose, sont dans ce cas. Si les substances sont *azotées,* elles sont plus facilement altérées par l'acide plombique (bioxyde). *Exemple :* l'allantoïne fournit de l'urée et de l'oxalate de plomb.



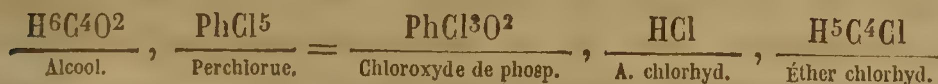
$$\underbrace{H^6C^8Az^4O^6}_{\text{Allantoïne.}},\ \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{2\,PbO^2}_{\text{A. plombique.}} = \underbrace{2\,H^4C^2Az^2O^2}_{\text{Urée.}},\ \underbrace{2\,PbO,\ C^2O^3}_{\text{Oxalate de plomb.}}$$

Action de certains chlorures. — Perchlorure de phosphore, $PhCl^5$. Sans action sur les substances organiques qui ne renferment pas d'oxygène, il enlève deux molécules de ce corps à celles qui en contiennent, et se trouve ramené à $PhCl^3O^2$, parce qu'il a perdu deux molécules de chlore; je choisirai, pour montrer cette réaction, deux exemples pris parmi les matières organiques volatiles susceptibles de l'éprouver, telles que certains acides volatils hydratés, les essences, les alcools, les aldéhydes, etc.; cette réaction est alors plus simple que dans le cas où le perchlorure agit sur des substances fixes.



$$\underbrace{H^6C^{14}O^2}_{\text{Huile d'amandes amères.}},\ \underbrace{PhCl^5}_{\text{Perchlorure.}} = \underbrace{PhCl^3O^2}_{\text{Chloroxyde de phosphore.}},\ \underbrace{H^6C^{14}Cl^2}_{\text{Chlorobenzol.}}$$

On voit, par ce premier exemple, que les deux molécules d'oxygène sont remplacées dans l'huile d'amandes amères par deux molécules de chlore.



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}},\ \underbrace{PhCl^5}_{\text{Perchlorue.}} = \underbrace{PhCl^3O^2}_{\text{Chloroxyde de phosp.}},\ \underbrace{HCl}_{\text{A. chlorhyd.}},\ \underbrace{H^5C^4Cl}_{\text{Éther chlorhyd.}}$$

Dans ce cas, une molécule de chlore s'est substituée à une molécule d'hydrogène de l'alcool pour former de l'éther chlorhydrique, et il s'est produit de l'acide chlorhydrique.

Les composés organiques *sulfurés* donnent, avec le perchlorure de phosphore, des produits du même ordre que ceux qui sont fournis par les corps oxygénés (Cahours).

Chlorure de calcium. En général il agit en s'emparant de l'eau des matières organiques liquides, quelquefois cependant il contracte des combinaisons avec elles; l'alcool, l'esprit de bois, etc., sont dans ce cas.

Chlorure de zinc. Il agit également en déshydratant les substances organiques; mais dans certains cas, il ne borne pas là son action, puisqu'il décompose ces substances : ainsi le camphre, $H^{16}C^{20}O^{2}$, fournit du camphogène, $H^{14}C^{20}$, et l'huile de pomme de terre, $H^{12}C^{10}O^{2}$, de l'amylène, $H^{10}C^{10}$.

Action des ferments.— Il existe un certain nombre de corps azotés qui n'affectent pas de formes cristallines déterminées, qui se décomposent facilement par l'action combinée de l'air et de l'eau, et qui jouissent de la singulière propriété, *en agissant uniquement par leur présence*, de décomposer un grand nombre de substances organiques : c'est à ces corps que l'on a donné le nom de *ferments*. *Exemples :* la *levure de bière* transforme le sucre en alcool et en acide carbonique; la *synaptase* change l'amygdaline en glucose, en acides formique et cyanhydrique, et en huile d'amandes amères. J'examinerai plus loin tout ce qui se rapporte à la fermentation, et par conséquent aux ferments; il me suffira de dire ici que non-seulement les ferments produisent des dédoublements de certains corps, mais qu'ils peuvent les hydrater, leur faire éprouver des transformations isomériques, provoquer leur décomposition *putride*, au contact de l'air, etc.; ces altérations sont quelquefois accompagnées d'un dégagement de gaz acide carbonique ou d'hydrogène, ou de ces deux gaz à la fois : ainsi le sucre, dans certaines conditions autres que celles où il donne de l'alcool et de l'acide carbonique, fournit un acide isomérique avec le glucose; placé dans des circonstances différentes, il se change en *mannite* et en une substance mucilagineuse isomérique avec le sucre, et il se dégage de l'hydrogène; il peut enfin se transformer en acide butyrique, en acide carbonique, et en hydrogène.

Action des corps simples non métalliques.— Cette action est beaucoup trop compliquée et offre trop de particularités pour que je puisse la présenter d'une manière générale; cependant le *chlore*, le *brome*, l'*iode*, l'*oxygène*, etc., offrent dans plusieurs de leurs réactions une série de phénomènes si distincts et toujours si faciles à prévoir, que M. Dumas a formulé ces réactions en une loi très-simple, qu'il a nommée *loi des substitutions*, et qu'il énonce ainsi :

Loi des substitutions (1). « Quand on traite une substance organique hydrogénée par le chlore, le brome, l'iode, l'oxygène, etc., ces corps

---

(1) Voyez *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, du 3 février 1840.

lui enlèvent généralement de l'hydrogène, et pour un équivalent d'hydrogène enlevé, il se fixe un équivalent de chlore, de brome, d'iode ou d'oxygène dans le composé... La loi des substitutions exprime que dans un corps organique on peut enlever 1, 2, 3 équivalents d'hydrogène, les remplacer par 1, 2, 3 équivalents de chlore, de brome, d'iode ou d'oxygène. Elle indique que ces substitutions donneront naissance à des corps nouveaux dont il est souvent possible de prévoir les propriétés. Elle annonce que ces réactions sont les plus faciles que le corps puisse subir, les plus fréquentes, les moins altérantes» (1).

Indépendamment de cette action de *substitution*, le chlore peut se combiner avec certaines substances organiques, sans leur enlever de l'hydrogène: ainsi le bicarbure d'hydrogène gazeux, H^4C^4, donne avec Cl^2 la liqueur des Hollandais, $H^4C^4Cl^2$; il peut déterminer l'oxydation de quelques-unes d'entre elles, en provoquant la décomposition de l'eau; enfin il peut enlever l'hydrogène, sans que le corps nouvellement formé soit chloruré: ainsi



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}},\ \underbrace{2\,Cl}_{\text{Chlore.}} = \underbrace{2\,HCl}_{\text{A. chlorhydrique.}},\ \underbrace{H^4C^4O^2}_{\text{Aldéhyde.}}$$

Le *brome* agit d'une manière analogue à celle du chlore, mais avec moins d'énergie; toutefois ses réactions sont plus nettes et donnent plus souvent naissance à des corps cristallisés.

L'*iode* forme des combinaisons moins stables que les combinaisons chlorées et bromées correspondantes, lorsqu'il agit sur les corps organiques.

Action de l'eau, de l'alcool, de l'éther, des huiles grasses et volatiles, etc., *considérés comme dissolvants.* — L'*eau*, surtout quand elle est chaude, dissout un grand nombre de matières organiques, sans les altérer; quelquefois cependant elle décompose, à froid, des sels à acide organique, comme par exemple le stéarate neutre de potasse, qu'elle transforme en bistéarate insoluble et en potasse; quelquefois aussi, par une action prolongée, surtout lorsqu'elle est chaude, elle change la nature du corps: ainsi elle produit du glucose, $H^{14}C^{12}O^{14}$, avec du sucre

---

(1) Les substitutions du chlore à l'hydrogène ont été observées pour la première fois par Gay Lussac; il a reconnu que la cire traitée par le chlore abandonnait un équivalent d'hydrogène qui se dégageait à l'état d'acide chlorhydrique, et gardait un équivalent de chlore. Depuis M. Laurent a décrit des phénomènes de substitution, dans ses savantes recherches sur la naphtaline.

de canne, $H^{11} C^{12} O^{11}$. L'*alcool*, l'*éther*, l'*esprit de bois*, etc., dissolvent les corps gras, les résines, les alcalis organiques, etc. ; on peut dire que l'eau, étant un liquide assez fortement oxygéné, dissoudra tous les principes immédiats acides où l'oxygène domine, et n'agira que peu sur ceux qui sont alcalins, et dans lesquels prédomine un autre élément que l'oxygène ; elle sera sans action sur les corps hydrogénés et carbonés, tels que les huiles, les graisses, les résines, etc. ; il est d'autres corps sur lesquels les effets de l'eau ne peuvent pas être déterminés d'une manière assez tranchée pour qu'on puisse les généraliser. Les *acides* et les *alcalis* dissolvent plusieurs corps organiques, sans les altérer : tels sont les alcalis du quinquina, de la noix vomique, etc. ; aussi emploie-t-on des acides pour extraire ces alcalis ; mais il est un grand nombre de substances organiques qu'ils décomposent promptement ; le sucre de canne est très-rapidement changé en glucose par une liqueur acide, et le tannin est immédiatement altéré par de l'eau alcaline, au contact de l'oxygène ou de l'air.

Les matières organiques, et plus particulièrement celles que j'ai désignées sous le nom de matières *organisées*, subissent, sous l'influence de l'humidité ou de l'eau comme dissolvant, une décomposition spontanée que je décrirai plus tard sous le nom de *fermentation putride ;* ce phénomène est caractérisé par la production de corps très-variés, parmi lesquels on trouve le plus ordinairement de l'eau, du gaz acide carbonique, du carbure d'hydrogène gazeux, de l'acide acétique, une matière noire ou moisissure, etc. Tous ces phénomènes s'accomplissent plus rapidement lorsque les corps organisés ont le contact de l'air, et qu'ils sont exposés à une température limitée entre 20° et 30°.

ARTICLE III.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS, DES CARACTÈRES DE L'ESPÈCE ORGANIQUE, ET DE L'ANALYSE ORGANIQUE IMMÉDIATE.

Principes immédiats (voy. p. 1re pour la définition). — Ces principes immédiats sont excessivement nombreux, et l'on peut dire que leur étude absorbe presque les trois quarts de la chimie organique. Beaucoup d'entre eux existent tout formés dans les végétaux et les animaux : tels sont les acides oxalique, tartrique, etc., le sucre, le ligneux, l'urée, l'albumine, la fibrine, etc. ; plusieurs d'entre eux sont exclusivement le pro-

duit de l'art : tels sont l'alcool, les éthers, et une foule d'autres que l'on obtient en faisant réagir des réactifs chimiques très-variés soit sur des principes immédiats, soit sur des produits immédiats *naturels*. Ceux de la première catégorie, c'est-à-dire ceux que l'on trouve tout formés dans les végétaux et les animaux, peuvent quelquefois être faits de toutes pièces dans nos laboratoires, en traitant certains corps par des agents chimiques : ainsi on prépare le *sucre* de fécule par exemple (glucose), en soumettant l'amidon à l'action de l'acide sulfurique; on obtient de l'*urée* en faisant agir du cyanate de potasse sur du sulfate d'ammoniaque; la fermentation de certains corps neutres, tels que le glucose, le sucre, les gommes, donne de l'acide *lactique;* l'acide *oxalique* est le résultat du traitement du sucre, de l'amidon, etc., par l'acide azotique; on fait de l'acide *formique* en chauffant de l'acide sulfurique et du bioxyde de manganèse avec du sucre, de la fécule ou de la gomme; on obtient l'acide *butyrique* en faisant fermenter le glucose.

Des caractères de l'espèce organique.—On donne exclusivement le nom d'*espèce* organique aux principes immédiats et aux composés *définis* de ces principes entre eux; les produits que j'ai considérés comme des mélanges de ces mêmes principes, tels que les sucs sucrés, huileux, la bile, l'urine, etc., ne constituent pas des espèces : en effet on peut toujours séparer, par des opérations mécaniques ou par des procédés chimiques, les principes immédiats qui les forment, sans altérer la nature de ces principes. Pour caractériser une *espèce,* on a recours à des moyens variés que je vais examiner succinctement. 1° La *cristallisation.* On admet généralement qu'une substance est une espèce lorsqu'elle cristallise d'une manière régulière, et avec une forme constante; quand cela n'a pas lieu et que la substance est acide ou basique, on la transforme en *sel,* et l'on voit si celui-ci est susceptible ou non d'affecter une forme cristalline régulière. 2° La *volatilisation* et la *constance du point d'ébullition.* Toute substance qui, soumise à l'action de la chaleur, bout à une même température, quelle que soit la durée de l'opération, est une espèce : tels sont l'alcool, qui entre en ébullition à 78°,4, et l'éther sulfurique, qui bout à 35°,6. On aurait tort de conclure cependant qu'une substance n'est pas une espèce, parce que la température s'élève à mesure qu'elle bout : en effet il est des corps, comme les acides succinique, œnanthique (véritables espèces), etc., que la chaleur déshydrate, et dont le point de l'ébullition augmente au fur et à mesure qu'ils perdent de l'eau. 3° Le *point de fusion* ou le *point de solidification,* si le corps est solide et fusible. On doit considérer comme une espèce tout corps

qui fond à une température constante, quel que soit le mode de préparation employé pour l'obtenir : ainsi l'acide margarique (espèce) fond toujours à 60°, et l'acide stéarique (espèce) à 70°. La même valeur doit être accordée au point de solidification.

On conçoit que pour obtenir, à l'aide de ces méthodes, des résultats irréprochables, il faille agir sur des substances *pures ;* en effet, la plus petite quantité d'un corps étranger qui serait mêlé au principe immédiat sur lequel on opère influerait nécessairement sur la forme cristalline et sur les points d'ébullition, de fusion et de solidification. Pour s'assurer de la pureté de ces principes, on emploie divers procédés. *A.* On cherche, en les analysant, s'ils contiennent toujours les mêmes proportions de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote, alors qu'ils ont été obtenus par des méthodes différentes; si cela est, ils sont purs. *B.* On les combine, quand cela peut se faire, avec certains corps, puis on les sépare des composés que l'on a produit; si leurs propriétés et leur composition élémentaire sont les mêmes avant et après la combinaison, c'est qu'ils sont purs. *C.* On a recours à la méthode des *dissolvants.* Si les principes immédiats solubles dans l'eau, dans l'alcool, dans l'éther, etc., sont traités par ces liquides, et s'il est avéré que 20 parties d'un de ces liquides dissolvent autant de principe immédiat que 20 autres parties, et ainsi de suite, et que, les dissolutions formées, chacune d'elles, de ces 20 parties, soit *identique,* il est évident que si le principe finit par être complétement dissous, il était pur. En effet, admettons qu'il contienne une ou plusieurs matières étrangères, ne voit-on pas qu'il arriverait nécessairement ou qu'il ne serait pas complétement dissous dans l'un ou l'autre de ces dissolvants employés tour à tour, ou bien que les dissolutions aqueuses, alcooliques et éthérées, ne seraient pas identiques dans les diverses fractions de 20 parties chacune?

Analyse organique immédiate. — On désigne sous ce nom l'ensemble des opérations mécaniques ou chimiques ayant pour but de séparer les principes immédiats qui entrent dans la composition des *produits* végétaux ou animaux; en parlant bientôt de l'analyse organique *médiate* ou *élémentaire,* on verra que celle-ci a pour objet de faire connaître la nature et les proportions des *corps élémentaires* qui constituent les divers principes immédiats, ce qui est tout autre chose.

Les *opérations mécaniques* auxquelles on a principalement recours dans quelques circonstances sont le triage mécanique à la loupe et au microscope et la lévigation; on conçoit, en effet, pour ce dernier mode, qu'en suspendant dans l'eau des mélanges de matières de différente den-

sité, les plus lourdes se déposent les premières, puis celles qui sont moins pesantes; ce mode de séparation n'offre rien de rigoureux, et on doit lui préférer le suivant.

Les *opérations chimiques* consistent à traiter les mélanges soit par des *agents* qui dissolvent un ou plusieurs des principes immédiats sans les altérer, tandis qu'ils ne dissolvent pas les autres, soit par des acides, des alcalis, des sels métalliques, etc., qui agissent chimiquement, sans altérer non plus lesdits principes. — *Dissolvants neutres.* L'eau, l'alcool, l'esprit de bois, l'éther, certaines huiles, etc., tantôt à chaud, tantôt à froid, sont souvent employés pour opérer la séparation dont je parle; on agit à plusieurs reprises avec un de ces dissolvants, afin d'enlever toute la partie soluble, que l'on obtient ensuite à l'état solide par une évaporation lente des dissolutions; ordinairement la matière solide n'est pas pure à la suite d'une première évaporation; presque toujours il devient nécessaire de la faire dissoudre de nouveau dans le dissolvant primitivement employé, et de soumettre la dissolution à une seconde évaporation. Il importe de savoir que, *dans certaines circonstances*, les liquides neutres, surtout à la température de l'ébullition, altèrent les substances sur lesquelles ils agissent; il faut de toute nécessité s'assurer qu'il en est ainsi, car alors ils ne peuvent plus être considérés comme de simples dissolvants. Souvent, après avoir épuisé l'action d'un de ces dissolvants neutres, l'eau, par exemple, on soumet la matière épuisée par ce liquide à l'action de l'alcool, puis de l'éther, etc., afin de faire dissoudre dans ces agents des principes que l'eau n'avait point dissous.

Agents chimiques autres que les dissolvants neutres, tels que les acides, les alcalis, les sels métalliques, le tannin, etc. On se sert des *acides*, notamment lorsqu'il s'agit d'enlever à des sels insolubles les alcalis *organiques* qui entrent dans leur composition, tandis qu'on a recours aux *alcalis* quand le sel insoluble est formé d'un acide *organique* et d'une base. Parmi les sels métalliques, l'*acétate neutre de plomb* est sans contredit celui que l'on emploie le plus souvent pour obtenir des acides organiques : en effet, quand ces acides forment avec le protoxyde de plomb des sels insolubles, comme par exemple les acides malique, oxalique, etc., on n'a qu'à décomposer le malate ou l'oxalate de plomb soit par l'acide sulfurique, soit par l'acide sulfhydrique, pour séparer les acides malique ou oxalique. Le *sous-acétate de plomb* est mis en usage pour précipiter des acides organiques que l'acétate neutre ne précipiterait point, et pour séparer les unes des autres les matières neutres; en effet, parmi ces matières, il en est qui sont précipitées par ce sous-sel, tandis que d'autres ne le sont pas. On emploie le *tannin* pour précipiter quelques al-

calis organiques et d'autres corps azotés qui s'opposeraient à la cristallisation de certains principes immédiats.

Action de la chaleur, distillation. On peut isoler certaines espèces organiques par une distillation ménagée; si la température était trop élevée, ces espèces, ainsi que les substances qui les accompagnent, pourraient bien être altérées, et le but serait manqué; il faut, au contraire, opérer à une température inférieure à celle de l'ébullition de ces espèces; souvent on chauffe le *produit* immédiat au milieu d'un courant de vapeur d'eau, qui entraîne l'espèce organique et se condense avec elle.

ARTICLE IV.

DE L'ANALYSE ÉLÉMENTAIRE DES PRINCIPES IMMÉDIATS.

Cette analyse doit comprendre : 1° les principes immédiats composés d'*oxygène,* d'*hydrogène* et de *carbone;* 2° ceux qui contiennent en outre de l'*azote;* 3° les sels formés d'un principe immédiat acide ou basique; 4° les principes immédiats qui renferment du *soufre* ou du *phosphore;* 5° enfin ceux *qui sont le produit de l'art,* et dans lesquels entre une certaine quantité de *chlore,* de *brome,* d'*iode* ou d'*arsenic.*

Lorsqu'on veut analyser une substance quelconque, le premier soin est de se la procurer à l'état de pureté; en second lieu, il ne faut pas qu'elle retienne de l'eau d'interposition; car toutes les substances organiques attirant avec beaucoup d'avidité l'eau de l'atmosphère, leur poids augmente en raison de la quantité qu'elles en prennent. Il faut donc, avant de procéder à l'analyse, dessécher la matière soit par l'action du vide, soit par celle de la chaleur du bain-marie, du bain d'huile, d'un bain métallique, etc.; on peut encore se servir de la chaleur de l'étuve, dont on élève avec soin la température.

Pour les principes immédiats formés d'*oxygène,* d'*hydrogène* et de *carbone,* on transforme un poids connu du principe en *eau* et en acide *carbonique,* et l'on évalue par le calcul les poids de chacun de ces trois éléments. Quand le principe renferme, outre ces trois corps simples, de l'*azote,* celui-ci est toujours isolé, sans combinaison, et on en apprécie facilement la proportion.

§ 1[er]. Analyse des principes immédiats non azotés.

Je ne décrirai pas les divers procédés qui ont été tour à tour employés pour déterminer la composition élémentaire des principes immédiats non azotés; je me bornerai à faire connaître celui qui donne les résultats les plus avantageux, et auquel on a par conséquent le plus souvent recours. Ce procédé consiste à brûler le principe immédiat à une température élevée, à l'aide du *bioxyde de cuivre,* qui cède son oxygène à l'hydrogène et au carbone de ce principe, et convertit ces corps en *eau* et en acide *carbonique :* les poids de ces deux corps font connaître ceux de l'hydrogène et du carbone; quant à celui de l'oxygène, il est représenté par la différence qui existe entre les poids de l'hydrogène et du carbone contenus dans le principe immédiat, et le poids de ce même principe.

Procédé. On commence par préparer le *bioxyde de cuivre ;* pour cela, on dissout du cuivre dans de l'acide azotique, on évapore la dissolution jusqu'à siccité, et l'on calcine pendant une heure, au rouge sombre, dans un creuset, le sous-azotate de cuivre obtenu; il reste du bioxyde de cuivre d'un noir velouté, en poudre fine; on le conserve dans un flacon bouché à l'émeri, parce qu'il attire rapidement l'humidité de l'air. Pour le priver de l'eau qu'il aurait pu absorber, et pour détruire les corpuscules organiques avec lesquels il pourrait être mélangé, peu de temps avant de s'en servir, on le calcine dans un creuset à une température rouge, en évitant toutefois de prolonger cette opération au delà de quelques minutes; autrement il éprouverait une sorte de fritte, il serait difficile à pulvériser, et ne céderait pas aisément son oxygène à l'hydrogène et au carbone du principe immédiat; quoi qu'il en soit, au sortir du feu, on place le creuset sous une cloche renfermant quelques morceaux de chaux vive, et on le laisse refroidir; on emploie souvent ce bioxyde avant qu'il soit complétement refroidi, toujours dans le but d'éviter qu'il absorbe l'humidité de l'air.

Cela fait, on choisit un tube de verre *A* (*tube à combustion*), peu fusible, de 50 à 60 centimètres de long sur 1 centimètre de diamètre environ; on effile une des extrémités à la lampe et on la ferme; à l'autre ouverture, on adapte un bouchon en liége fin, coupé avec un couteau très-tranchant, desséché à l'étuve à la température de 100°, et suffisamment élastique pour fermer très-hermétiquement, sans courir le risque de faire éclater le tube; celui-ci doit être très-propre; après l'avoir essuyé avec du papier joseph attaché autour d'une tige, on le chauffe

dans toute sa longueur, et l'on y introduit un tube ouvert aux deux bouts, fixé à la base d'un soufflet; le courant d'air qui, par ce moyen, traverse le tube, parvient à le dessécher: aussitôt après on y introduit une petite quantité de bioxyde de cuivre chaud; on secoue, afin de promener l'oxyde dans toutes les parties du tube, et d'enlever ainsi les corpuscules organiques qu'il aurait pu retenir; on rejette ensuite l'oxyde et l'on bouche. On fait communiquer ce tube à combustion, à l'aide d'un bouchon, avec un tube en U (voy. pl. 1re, fig. 1re) *C*, dans la première branche duquel on place de la pierre ponce *a*, calcinée et imprégnée d'acide sulfurique très-concentré, que l'on sépare à la partie inférieure par un peu de verre pilé *c*, d'une colonne de chlorure de calcium fondu, dont la seconde branche *d* est remplie; ce tube ainsi préparé est destiné, en raison de la nature des matières qu'il contient, à condenser et arrêter toute l'eau qui peut provenir de la combustion de la matière à analyser. A ce premier tube, par une ligature en caoutchouc, en est joint un autre *D*, formé de cinq boules communiquant entre elles, et qui porte le nom d'appareil de Liebig.

On introduit dans ce petit appareil une dissolution de potasse caustique marquant 45 degrés à l'aréomètre, ou d'une densité de 1,27 à 1,30, jusqu'à ce que les boules supérieures en contiennent un tiers de leur capacité; à l'aide de cette disposition, l'acide carbonique qui s'échappe du tube desséchant *C* vient barboter dans la dissolution de potasse caustique en parcourant l'une après l'autre toutes les sinuosités que présentent les cinq boules, et se trouve ainsi absorbé par la potasse; cependant, comme dans la première phase de l'opération le tube est rempli d'air qui se dégage en même temps que l'acide carbonique, il pourrait arriver qu'une petite portion de ce gaz échappât à l'action de la potasse; il y a plus, l'air, après avoir traversé la dissolution, sort tout humide, parce qu'il a entraîné une certaine quantité d'eau : c'est pour obvier à ces inconvénients et aux erreurs qui en seraient la suite, que M. Dumas a conseillé d'adapter encore, à l'aide d'un tube de caoutchouc, un autre tube en U (*E*), dont la première branche *f* contient de la pierre ponce imprégnée d'une dissolution concentrée de potasse caustique, et dont la seconde *g* est remplie de potasse caustique en fragments; de cette manière, l'acide carbonique et l'eau entraînés sont condensés dans ce tube, et toute perte devient presque impossible.

Ces tubes condenseurs étant ainsi préparés, on les pèse très-exactement, dépouillés, bien entendu, des tubes de caoutchouc et du bouchon; puis l'on introduit le mélange de la matière à analyser et du bioxyde de cuivre; ce mélange doit être fait dans un mortier de porce-

laine et avec le moins d'efforts possibles pour éviter les projections; le mortier doit préalablement être nettoyé, de même que le tube, avec un peu de bioxyde de cuivre chaud; puis, avant d'y verser la matière, on a soin de mettre un lit de cet oxyde, sur lequel on la fait tomber, et dont on la recouvre de même; alors on broie le tout avec précaution et avec rapidité. On introduit ce mélange dans le tube à combustion, au fond duquel on a mis deux ou trois centimètres de bioxyde de cuivre; on nettoie le mortier et tout ce qui a touché à la substance dosée pour l'analyse, avec du bioxyde de cuivre fin que l'on introduit dans le tube jusqu'à ce qu'il soit rempli à une distance de 3 centimètres de son ouverture; on entoure ensuite le tube avec une feuille de cuivre gratté, afin de le maintenir sans qu'il se déforme, lorsque la chaleur est assez intense pour le ramollir. Ainsi préparé, il est placé horizontalement sur une grille en tôle *F*, munie de supports, sur lesquels on place le tube; des écrans *h h*
permettent d'en chauffer graduellement les diverses parties.

Ayant ainsi disposé le tube à combustion dans la grille, on joint à son ouverture, au moyen d'un bouchon préparé à l'avance, le tube dans lequel l'eau doit être condensée, et on adapte à celui-ci les deux autres qui doivent absorber l'acide carbonique : ces diverses pièces sont réunies par des tubes de caoutchouc (fig. 2).

On commence par chauffer la partie antérieure du tube, que l'on élève de suite jusqu'au rouge, en ayant soin de garantir assez le bouchon pour qu'il ne subisse aucune altération, et successivement on avance jusqu'à l'autre extrémité, en ne mettant le feu que peu à peu; du reste le dégagement des gaz, que l'on aperçoit par le bouillonnement produit dans la dissolution de potasse, ne devant se faire que bulle à bulle, sert à régulariser la marche de la combustion; lorsque ce dégagement cesse, l'opération est terminée.

M. Dumas a conseillé de placer au fond du tube à combustion, qui alors doit être fermé, au lieu d'être effilé à l'extrémité postérieure, une colonne de 4 centimètres de haut environ, d'un mélange de 1 partie de chlorate de potasse fondu et de 8 parties de bioxyde de cuivre fin, pour éviter des combustions imparfaites de certains corps difficiles à brûler. A la fin de l'analyse, on porte ce mélange au rouge, en entourant de feu la partie postérieure du tube, et l'oxygène en se dégageant brûle tout ce qui pourrait rester du corps organique, et chasse dans les appareils condensateurs tous les gaz qui remplissaient le tube à combustion; de cette manière, on n'a plus besoin de faire passer de l'air dans tout le système en aspirant avec la bouche, ce qui n'est pas sans inconvénient.

La différence de poids entre la première pesée, faite avant l'expérience, et la seconde, trouvée après la combustion, indique, pour le premier tube, la quantité d'eau, et pour les deux autres, celle du carbone que contient la matière analysée. Ces quantités une fois connues, il devient facile de calculer la proportion de carbone et d'hýdrogène qui compose cette substance, puisque l'on sait combien l'eau et l'acide carbonique contiennent d'hydrogène et de carbone pour un poids déterminé. Un seul exemple suffira pour donner une idée du calcul à faire.

En effet, supposons que 0,400 parties de sucre fournissent par l'analyse : eau, 0,234 ; acide carbonique, 0,611. On dira : puisque 100 parties d'eau contiennent 11,11 d'hydrogène, la proportion suivante donnera de suite la quantité d'hydrogène de toute cette eau trouvée :

$$100 : 11,11 :: 0,234 : x.$$

On trouve alors que la valeur de x est

$$\frac{11,11 \times 0,234}{100} = x.$$

De même 100 parties d'acide carbonique contenant 27,27 de carbone, celui qui sera contenu dans 0,611 sera trouvé par une semblable proportion :

$$100 : 27,27 :: 0,611 : x.$$

La valeur de x est donc :

$$\frac{27,27 \times 0,611}{100} = x.$$

Mais, comme on ne détermine par ce moyen que les quantités de carbone et d'hydrogène contenues dans 0,234 d'eau et 0,611 d'acide carbonique provenant eux-mêmes de 0,400 de sucre, si l'on veut savoir combien 100 parties en contiennent, on fait de nouveau le calcul que voici.

0,400 est à la quantité d'eau trouvée x :: comme 100 parties de la même matière (sucre) sont à x'.

$$x' = \frac{x \times 100}{0,400}$$

De cette manière, on trouve que 100 parties de sucre renferment :

Carbone.	42,26
Hydrogène.	6,50
Et comme le sucre n'est formé que de carbone, d'oxygène et d'hydrogène, le complément de ces quantités trouvées pour arriver au nombre 100 de sucre employé ou analysé indique la proportion d'oxygène. . . . . Oxygène =	51,24
	100,00

§ II. Analyse des principes immédiats azotés (1).

Si la substance que l'on soumet à l'analyse contient de l'*azote* associé au carbone, à l'hydrogène et à l'oxygène, comme cela a lieu dans la plupart des matières d'origine animale, la détermination des éléments exige deux opérations distinctes : la première pour doser tous les éléments, excepté l'azote, et la seconde, pour ce dernier corps, que l'on mesure à l'état de liberté.

Pour cela, on se sert d'un tube analogue à ceux que l'on emploie pour analyser les matières non azotées ; seulement on le ferme à la lampe, au lieu de l'effiler à l'extrémité postérieure (pl. 2, fig. 1re). Au fond de ce tube, on introduit, en *a*, quelques grammes de carbonate de plomb bien pur et sec, ou de bicarbonate de soude ; par-dessus, en *b*, on met 2 ou 3 centimètres de bioxyde de cuivre fin mêlé de tournure grillée ; on mélange alors 4 ou 5 décigrammes de la matière à analyser avec 10 ou 12 grammes environ de bioxyde de cuivre fin ; on place ce mélange dans la partie *c* ; par-dessus on met du bioxyde mêlé de planures grillées jusqu'en *d*, puis on achève de remplir le tube avec du cuivre métallique réduit du bioxyde par l'hydrogène, afin que si l'azote, pendant la destruction de la matière, venait à se combiner avec un peu d'oxygène, et produisait des composés gazeux et oxygénés, ceux-ci pussent être détruits par le cuivre, qui absorberait tout cet oxygène. On enveloppe de cuivre gratté toute la partie du tube qui doit être fortement chauffée, puis on

---

(1) M. Lassaigne a fait voir : 1° que le potassium chauffé au rouge obscur, dans un petit tube creux de verre, avec une matière organique *azotée*, se transforme facilement et en partie en cyanure, dont la présence peut alors être constatée par la réaction des sels de fer ; 2° que ce moyen, dans les conditions où il est employé, est assez sensible pour déceler l'azote dans une *parcelle* de matière organique (*Journ. de chim. méd.*, avril 1843).

lie l'orifice, au moyen d'un tuyau en caoutchouc, à la petite pompe *h*, qui porte elle-même un tube *i*, propre à recueillir le gaz, d'une longueur de 80 centimètres au moins, et plongeant dans une cuvette remplie de mercure.

On place alors le tube ainsi disposé sur une grille ou un fourneau, comme il a été indiqué pour les matières organiques non azotées ; on interpose des écrans entre la partie chauffée du tube et la ligature en caoutchouc qui y joint la petite pompe.

Cette pompe est destinée à faire le vide dans tout l'appareil ; car, comme l'azote est mesuré à l'état de gaz, s'il restait quelques traces d'air, l'azote qu'elles contiendraient pourrait fausser tous les résultats ; elle est armée de plusieurs robinets destinés à interrompre ou à établir les communications des diverses parties de l'appareil avec le corps de la pompe ; alors on fait le vide dans tout le système : le mercure s'élève dans le tube à recueillir les gaz, et s'arrête à la hauteur du baromètre ; un petit curseur en fil sert à marquer son niveau, afin de s'assurer si l'appareil ne perd pas.

Mais, comme par ce moyen l'on ne peut arriver à produire un vide parfait, on chauffe d'abord la partie postérieure du tube qui contient le carbonate, afin d'en dégager un peu d'acide carbonique, qui vient balayer tout l'air qui pourrait rester : on en dégage ordinairement de 2 à 300 centimètres cubes environ.

Après cette opération, l'appareil pouvant être considéré comme parfaitement purgé d'air, on procède à la décomposition de la matière : on commence par placer sur la cuvette, et à l'orifice du tube à gaz, une cloche graduée contenant 30 ou 40 centimètres cubes d'une dissolution de potasse caustique à 45 degrés.

On porte au rouge la partie *e* du tube, puis la portion *d*, et quand il est bien incandescent, on commence à chauffer le mélange en *c* ; les gaz dégagés arrivent dans la potasse ; l'acide carbonique est absorbé, et l'azote se rassemble au sommet. On termine la décomposition en ayant soin que le dégagement de gaz soit lent et régulier ; lorsqu'elle est achevée, et que toutes les parties du tube sont incandescentes, on procède à la décomposition d'une nouvelle quantité de carbonate, pour que l'acide carbonique dégagé puisse balayer tout l'appareil, et chasser ainsi dans la cloche tout l'azote qui pourrait rester.

Après cela, et durant l'opération, on agite la cloche, afin de faciliter l'absorption des dernières traces d'acide carbonique, et quand le volume de gaz paraît constant, on transporte l'éprouvette dans une cuve pleine d'eau, de manière à remplacer le mercure et la potasse qui s'y trou-

vent par de l'eau ; on mesure alors le gaz, en tenant compte de la tension de la vapeur aqueuse, de la température et de la pression barométrique, et on en calcule facilement le poids à l'aide de toutes ces données.

C'est ainsi que 0,5000 de taurine ont donné, à une première analyse :

Eau. . . . . 0,255 contenant 5,6 d'hydrogène,
Acide carbonique 0,348 contenant 19,2 de carbone;

et à une détermination spéciale ayant pour objet de recueillir l'azote, la même quantité de taurine a fourni :

Azote = 30,9 centimètres cubes qui, à la température de 0° et sous la pression de 0,76 centimètres, représentent 11,1 d'azote en poids.

Donc la taurine est formée, pour 100 parties, de :

Carbone	= 19,2	
Hydrogène	= 5,6	
Azote	= 11,1	
Oxygène	= 64,1	déterminé par différence, comme il a déjà été dit.
	100,0	

§ III. Analyse des sels formés d'un principe immédiat, acide ou basique.

Il arrive quelquefois que les espèces organiques *acides* ou *basiques* ne sont pas obtenues à l'état de pureté, et alors il est impossible d'en faire une analyse rigoureuse; souvent, dans ces cas, on parvient à former avec les acides organiques et une base minérale, ou bien avec les bases organiques et un acide minéral, des sels purs, dont l'analyse fait connaître beaucoup plus exactement la composition de l'espèce organique. Supposons, pour ne citer qu'un exemple, qu'un acide *organique* ait été combiné avec un oxyde métallique, et qu'on le soumette à l'action du bioxyde de cuivre (voy. p. 19) : l'acide sera décomposé, et donnera un carbonate métallique; si celui-ci est de ceux qui sont facilement décomposés par le feu, il laissera dégager tout son acide carbonique, et rien ne devra être changé au procédé, puisque ce gaz se rendra dans la potasse contenue dans l'appareil à boules de Liebig ; mais si le sel à analyser est formé d'un acide organique et de potasse, de soude, de lithine, de baryte ou de strontiane, bases alcalines indécomposables ou difficilement décomposables par le feu, il est évident que les carbo-

nates de ces bases resteront, *du moins en partie,* dans le tube à combustion, et l'on n'obtiendra dans la potasse de l'appareil à boules qu'une quantité d'acide carbonique qui sera loin de représenter celle qui se sera formée pendant la décomposition de l'acide organique. Je dis que les carbonates resteront, du moins *en partie,* dans le tube à combustion; en effet on ne peut pas ne pas admettre qu'une portion de ces carbonates n'ait été décomposée par le bioxyde de cuivre, par les acides minéraux, par le chlore, et par d'autres éléments qui peuvent exister en combinaison avec ce bioxyde ou avec le cuivre réduit. Quoi qu'il en soit, dès que le bioxyde de cuivre peut être insuffisant pour expulser tout l'acide carbonique, il importe de lui substituer du *chromate de plomb* en poudre, préalablement fondu et uni à une petite quantité de *bichromate de potasse;* le chromate de plomb est moins hygrométrique que le bioxyde de cuivre, il fond à une température assez basse, et, en se décomposant, il brûle complétement jusqu'aux dernières parcelles de charbon de la matière organique.

§ IV. **Analyse des principes immédiats qui renferment du soufre ou du phosphore.**

Si la substance organique, *azotée* ou *non,* contient en outre du *soufre,* sa décomposition dans le tube à combustion, à l'aide de l'oxygène du bioxyde de cuivre, doit donner lieu à la formation d'une certaine quantité d'acide sulfureux, lequel, en se combinant avec la potasse contenue dans l'appareil à boules, rend inexacte l'appréciation de la proportion d'acide carbonique. On évite cet élément de perturbation en plaçant à la partie antérieure du tube à combustion, dans une longueur de $0^m,2$, de la litharge (protoxyde de plomb), qui absorbe et retient complétement l'acide sulfureux, pourvu que l'on opère à une chaleur rouge et que le courant de gaz ne soit pas trop rapide.

Il est vrai que ce procédé, excellent pour empêcher le soufre d'altérer les résultats, en ce qui concerne la détermination des proportions de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène contenus dans le principe immédiat, ne fait aucunement connaître la quantité de soufre que renferme ce principe. On parvient à apprécier celle-ci en brûlant la matière organique par le bioxyde de cuivre, comme à l'ordinaire (voyez p. 19), et en n'adaptant au tube à combustion que la partie de l'appareil à boules qui renferme la potasse; l'oxygène du bioxyde transforme la majeure partie du soufre en acides sulfureux et sulfurique, qui se dégagent et vont se combiner avec la potasse; l'autre partie du soufre

reste dans le tube à combustion, à l'état de *sulfure* et de *sulfate de cuivre*. Dès que ce tube est refroidi, on le casse, et l'on fait bouillir dans un ballon, avec une dissolution de potasse caustique faible, les débris de ce tube, ainsi que le sulfure et le sulfate de cuivre et l'excès de bioxyde avec lesquels ils sont mêlés; par l'action de la potasse, il se forme du sulfure et du sulfate de potassium; on filtre et l'on fait bouillir la liqueur, après l'avoir mélangée avec la potasse qui se trouvait dans l'appareil à boules, et dans laquelle s'étaient rendus les acides sulfureux et sulfurique; on fait passer dans ce mélange bouillant un courant de chlore gazeux qui transforme le soufre du sulfure de potassium et l'acide sulfureux en acide sulfurique; on sature la dissolution par de l'acide chlorhydrique, et on la précipite par le chlorure de baryum; la quantité de sulfate de baryte obtenu fera connaître celle de *soufre* que contenait le principe immédiat.

Pour déterminer la proportion de *phosphore* renfermée dans un principe immédiat organique, on procède différemment si ce principe est fixe ou volatil. Dans le premier cas, on le mêle avec 20 ou 25 fois son poids de carbonate de soude et d'azotate de potasse, et l'on projette le mélange par petites portions dans un creuset de platine chauffé jusqu'au rouge; il se produit du phosphate de soude, que l'on dissout dans l'eau; on sature la dissolution par l'acide chlorhydrique, et l'on y verse un *solutum* de chlorure de fer préparé avec 1 gramme de fer pur et de l'eau régale; on traite ces deux dissolutions mélangées par un excès d'ammoniaque, qui précipite tout l'acide phosphorique à l'état de phosphate de sesquioxyde de fer; il suffit de retrancher du poids de ce précipité le poids du sesquioxyde de fer qu'a dû produire un gramme de fer pur, pour avoir le poids de l'acide phosphorique; celui-ci indique la proportion du phosphore, puisqu'on sait qu'il est composé de 44,44 de phosphore et de 55,56 d'oxygène. Si le principe immédiat est volatil, on le décompose par le carbonate de soude, dans un tube à combustion; on dissout le phosphate de soude dans l'eau, et on termine l'opération comme il vient d'être dit.

§ V. Analyse des principes immédiats artificiels, contenant du chlore, du brome ou de l'iode.

Il en est de ces trois corps comme du soufre; en analysant les principes immédiats qui les renferment par le bioxyde de cuivre, il se forme un chlorure, un bromure ou un iodure de cuivre, qui se volatilisent et viennent se condenser dans le chlorure de calcium, dont ils augmen-

tent le poids; d'où il suit que cette augmentation n'est plus exclusivement due à l'eau qui s'est produite par la combinaison de l'hydrogène du principe immédiat avec l'oxygène du bioxyde de cuivre; les résultats de l'analyse seront donc erronés. Ici, comme pour le soufre, il faut avoir recours à la colonne de litharge (voy. p. 26), qui décompose les vapeurs de chlorure, de bromure et d'iodure de cuivre, et qui les retient.

Si l'on veut déterminer les *proportions* de *chlore,* de *brome* ou d'*iode,* que renferme un principe immédiat *solide* et *fixe,* on le mélange avec une certaine quantité de chaux vive *pure* et anhydre, préparée en lavant avec de l'eau l'hydrate ordinaire pour lui enlever les chlorures, et en le calcinant pour le déshydrater. On introduit ce mélange dans un tube à combustion, que l'on achève de remplir avec de la même chaux; on procède, comme s'il s'agissait d'une analyse, par le bioxyde de cuivre, et à la fin de l'opération on trouve dans le tube à combustion du chlorure, du bromure ou de l'iodure de calcium; on brise ce tube, et l'on traite les fragments mélangés de ces trois corps et de l'excès de chaux par de l'acide azotique faible, qui dissout tout, excepté le verre. On filtre la dissolution et on la précipite par de l'azotate d'argent, qui donne un chlorure, un bromure ou un iodure d'argent, dont on détermine le poids après les avoir bien lavés et séchés.

Si le principe immédiat est *liquide* et *volatil,* on le pèse dans des ampoules dont on brise la pointe, et que l'on introduit ensuite au fond du tube à combustion; on achève de remplir ce tube avec de la chaux pure et anhydre, et l'on procède comme il vient d'être dit.

Pour ce qui concerne l'*iode,* comme une portion de ce corps se transforme souvent en acide iodique, on doit faire passer un courant de gaz sulfureux à travers la liqueur tiède, à laquelle on a déjà ajouté de l'azotate d'argent.

§ VI. **Détermination de la formule chimique d'un principe immédiat organique.**

Lorsqu'on a appris, par l'expérience, qu'un principe immédiat organique composé d'hydrogène, de carbone et d'oxygène, l'acide acétique *monohydraté* ou *concentré,* par exemple, renferme un équivalent de chacun de ces éléments, donnera-t-on à ce principe la formule HCO, ou $H^2 C^2 O^2$, ou $H^3 C^3 O^3$? Il est évident que chacune de ces formules représente également les résultats de l'analyse; laquelle choisira-t-on? Tel est le problème qu'il s'agit de résoudre; pour y parvenir, il importe d'é-

tudier séparément, 1° les substances organiques *acides*, 2° celles qui sont basiques, 3° celles qui sont indifférentes.

Principes *immédiats* acides.

On combine généralement les acides organiques avec le protoxyde d'argent lorsqu'on veut déterminer leurs formules, tant parce que cette base forme immédiatement avec eux des sels anhydres faciles à analyser, que parce qu'ils sont ordinairement insolubles et qu'ils peuvent être obtenus purs. Supposons que l'on cherche à connaître la formule de l'acide acétique : en décomposant l'acétate de protoxyde d'argent par le feu dans une capsule de platine, on obtiendra de l'*argent métallique* et des produits divers qui proviendront de la décomposition de la matière organique; en calculant, d'après la quantité d'argent, la proportion de protoxyde qui devait exister dans l'acétate, on trouvera que celui-ci contenait

Protoxyde d'argent. . . .	69,45
Acide acétique anhydre. .	30,55
	100,00

Si l'on admet que l'acide acétique est monobasique, et que l'acétate de protoxyde d'argent anhydre soit composé d'un équivalent d'acide et d'un de protoxyde, on trouvera l'équivalent de l'acide acétique par la proportion suivante :

69,45 : 30,55 :: 1450 (équivalent de l'oxyde d'argent) : x.
$x = 637,7$ (équivalent de l'acide acétique).

Ce nombre de 637,7 ne peut résulter que de 3 équivalents d'hydrogène $= 37,5$, de 4 de carbone $= 300$ et de 3 d'oxygène $= 300$; l'acide acétique *anhydre* devra donc avoir pour formule $H^3 C^4 O^3$, et l'acide monohydraté ou concentré, $H^3 C^4 O^3, HO$, ou, ce qui revient au même, $H^4 C^4 O^4$: or telle est la composition élémentaire que l'on trouve à l'acide acétique monohydraté, lorsqu'on le brûle par l'oxyde de cuivre, puisqu'on en retire

Hydrogène. . .	6,67	un équivalent ou 4 équivalents.
Carbone. . . .	40,00	un équivalent ou 4 équivalents.
Oxygène. . . .	53,33	un équivalent ou 4 équivalents.

Principes *immédiats* basiques.

Liebig a proposé de déterminer l'équivalent des alcalis organiques, lesquels contiennent tous de l'azote, en appréciant la quantité de gaz acide chlorhydrique qu'ils peuvent absorber sous l'influence d'une température de 100° pendant une heure, lorsqu'ils ont été bien desséchés; le chlorhydrate de la base doit être sans action sur les réactifs colorés. Supposons qu'il s'agisse de déterminer l'équivalent de la strychnine. L'expérience démontre que cette base est composée de

Hydrogène. . .	6,58	100
Carbone.	75,45	
Azote.	8,38	
Oxygène. . . .	9,59	

On sait, d'un autre côté, que le chlorhydrate de strychnine sec est formé de

Hydrogène. . .	6,21	100
Carbone.	68,02	
Azote.	7,56	
Oxygène. . . .	8,64	
Chlore.	9,57	

Or 9,57 de chlore, en se combinant avec l'hydrogène, donnent 9,841 d'acide chlorhydrique; d'où il suit que 100 parties de chlorhydrate de strychnine sont formées de 9,841 d'acide chlorhydrique et de 90,159 de strychnine; en établissant la proportion suivante, on trouvera l'équivalent de la strychnine :

$$\underset{\text{A. chlorhydrique.}}{\underline{9,841}} : \underset{\text{Strychnine.}}{\underline{90,159}} :: \underset{\text{Équivalent de l'acide chlorhydrique.}}{\underline{455,7}} : x$$

$x = 4175$, c'est-à-dire à l'équivalent de la strychnine, puisqu'un équivalent d'acide chlorhydrique est combiné avec un équivalent de strychnine dans le chlorhydrate.

Puisque l'équivalent de la strychnine est de 4175, on n'a, pour trouver le nombre d'équivalents d'hydrogène, de carbone, d'azote, et d'oxygène, contenus dans cette base, qu'à établir les proportions suivantes :

100 de strychnine : 6,58 d'hydrogène :: 4175 : X
$x = 274{,}7150$, soit. . . . . 275 d'hydrog, ou 22 éq.
100 de strychnine : 75,45 de carbone :: 4175 : X
$x = 3150{,}0375$, soit. . . . . 3150 de carbone, ou 42 éq.
100 de strychnine : 8,38 d'azote :: 4175 : X
$x = 349{,}8650$, soit. . . . . 350 d'azote, ou 2 éq.
100 de strychnine : 9,59 d'oxygène :: 4175 : X
$x = 400{,}3825$, soit. . . . . 400 d'oxygène, ou 4 éq.

La formule de la strychnine sera donc $H^{22} C^{42} Az^{2} O^{4}$.

Principes *immédiats* indifférents.

Plusieurs matières organiques neutres peuvent s'unir à certaines bases en proportions définies; les combinaisons qui en résultent servent à fixer leurs équivalents: je citerai pour exemple le sucre uni au protoxyde de plomb (saccharate de protoxyde de plomb). On peut, dans d'autres cas, combiner certaines huiles essentielles avec l'acide chlorhydrique, afin de déterminer l'équivalent de ces huiles. Quand les principes immédiats neutres ne se combinent ni avec les acides ni avec les bases, on calcule leur équivalent soit en se fondant sur leur densité de vapeur, si les corps sont volatils, soit en ayant égard aux dédoublements qu'ils éprouvent quand on les soumet à l'action de différents réactifs.

DE LA POLARISATION CIRCULAIRE.

L'étude des phénomènes de la polarisation circulaire (voy. les ouvrages de physique) appliquée à un grand nombre de substances est devenue pour les chimistes, par suite des importants travaux de M. Biot, un nouveau moyen d'investigation, qui leur permet d'apprécier des différences de constitution moléculaire que l'analyse à la balance est impuissante à faire ressortir, et parfois même de doser ces substances dans des mélanges que l'on ne saurait analyser par d'autres procédés.

Cependant la propriété que possèdent ces mêmes substances de dévier plus ou moins vers la gauche ou vers la droite le plan de polarisation de la lumière n'est pas toujours propre exclusivement à chacune d'elles; en définitive cette propriété a une valeur plutôt relative qu'absolue.

Voici des exemples d'observations optiques que l'on doit principalement à M. Biot, et dont quelques-uns ont été indiqués par MM. Soubeiran, Capitaine et Clerget. Ces observations établissent :

1° Que la dextrine, $H^{10} C^{12} O^{10}$, dévie le plan de polarisation vers la

droite, et que ce pouvoir, qui a motivé son nom, est le plus énergique de ceux de toutes les substances examinées jusqu'à présent sous le rapport de leur action optique;

2° Que le sucre cristallisable, $H^{11}C^{12}O^{11}$, que l'on trouve dans la canne, la betterave, l'érable, le maïs, et dans beaucoup d'autres végétaux, dévie également à droite le rayon polarisé, mais seulement dans le rapport, comparativement à la dextrine, de 84 à 200;

3° Que le sucre *liquide,* $H^{12}C^{12}O^{12}$, que contiennent les fruits acides, entre autres le raisin *frais,* exerce au contraire une déviation vers la gauche;

4° Que le sucre de canne soumis à l'influence des acides dilués ou des ferments se transforme en ce même sucre liquide, propriété qui lui est spéciale parmi les autres sucres;

5° Que les sucres divers que l'on comprend indifféremment sous la dénomination de *sucre de fécule,* de *glucose,* etc., et qui paraissent avoir tous cette même formule, $H^{14}C^{12}O^{14}$, dévient à droite comme le sucre de canne, mais avec des intensités diverses, et se distinguent surtout de celui-ci en ce que les acides ne changent pas leur pouvoir rotatoire. Ces sucres sont notamment celui que l'on obtient en faisant agir une dissolution faible d'acide sulfurique sur de l'amidon, le sucre de diabète à l'état liquide dans l'urine, ou concrétionné par évaporation, le sucre en grains cristallins de formes confuses du miel en pâte, celui que dépose avec le temps le sirop produit par l'action des acides sur le sucre de canne; enfin le sucre *granulé* que contiennent en grande quantité les raisins secs;

6° Que la gomme arabique ordinaire offre un pouvoir rotatoire vers la gauche, mais que la gomme arabique dite thurique a un pouvoir inverse;

7° Que la mannite ne produit rien;

8° Que le sucre de lait, $H^{24}C^{24}O^{24}$, dévie vers la droite;

9° Que la dextrine ou gomme de ligneux possède un pouvoir rotatoire très-énergique à droite, comme la dextrine d'amidon;

10° Que l'alcool ne produit rien;

11° Que l'essence de térébenthine dévie vers la gauche;

12° Que le camphène dévie à gauche de 43°;

13° Que le peucylène dévie à gauche de 25°,1;

14° Que le térébène et le térébiline ne font rien;

15° Que le camphre solide de térébenthine dévie vers la gauche de 34°;

16° Que le camphre liquide de la même essence ne donne que 19°,9;

17° Que les camphres de térébène et de térébiline n'ont aucune action;

18° Que l'essence de citron rectifiée dévie le rayon polarisé, vers la droite, de 80°,4;

19° Que cette essence offre un pouvoir rotatoire qui s'affaiblit de plus en plus à mesure que l'on examine les divers produits de la rectification;

20° Que les camphres liquides et solides du citron, le citrène et le citrilène, ne produisent aucune modification;

21° Que l'essence d'orange distillée dévie à droite de 125°,59;

22° Que son camphre et l'hespéridine ne produisent rien;

23° Que l'essence de bergamote dévie de 49°,39 à droite;

24° Que la même essence de bergamote, dans les derniers produits de sa distillation, dévie à gauche de 6°,57, tandis qu'au commencement elle déviait à droite;

25° Que le camphre de bergamote ne produit rien;

26° Que l'essence de bigarade dévie à droite de 120,42;

27° Que le pouvoir rotatoire des essences de *cédrat* et de limette est à droite, mais beaucoup plus faible que les précédents;

28° Que l'essence de copahu dévie de 34° à gauche;

29° Que les camphres solides et liquides du copahu ne produisent rien, et qu'il en est de même pour le copahène et le copahilène;

30° Que l'essence de cubèbe sous-hydraté dévie le rayon polarisé, vers la gauche, de 40°,15.

31° Que le camphre de cubèbe dévie de 57°,89 à gauche;

32° Que le cubébène dévie dans le même sens de 78°,21;

33° Que l'essence de genièvre dévie à gauche de 3°,52.

34° Que la rotation du camphre de cette essence est de 2°,86 à gauche;

35° Et qu'enfin la déviation du jupérulène est de 3°,86 toujours dans le même sens.

J'ai dit que, dans certains cas, l'examen du pouvoir rotatoire de diverses substances pouvait fournir le moyen non-seulement de reconnaître leur présence, mais encore de déterminer leur quantité dans des mélanges : c'est ce que les belles recherches de M. Biot ont prouvé, particulièrement en ce qui concerne les substances saccharines. Partant du résultat de ces recherches, M. Clerget s'est livré, à l'égard des sucres, à des études pratiques qui lui ont été facilitées par un instrument très-ingénieux de polarisation, inventé dans ces derniers temps par M. Soleil, et qui porte le nom de *saccharimètre*; l'importance du sujet m'engage, tout en renvoyant pour plus de détails au mémoire de M. Clerget (*Ann. de chim. et de phys.*, 3e série, t. XXVI), à donner un extrait de ce travail que je dois à l'obligeance de l'auteur.

Le saccharimètre de M. Soleil consiste en une espèce de lunette (pl. 4,

fig. 1re) présentant en V une solution de continuité. Des prismes contenus dans la partie objective O polarisent par transmission la lumière vers laquelle on la dirige, et l'observateur, en regardant par l'oculaire O', aperçoit un disque lumineux et coloré (fig. 2), séparé en deux parties par une ligne médiane et verticale. Dans l'état normal de l'instrument, la totalité du disque est uniformément colorée; mais si l'on vient à interposer en V sur le trajet de la lumière un tube (fig. 3) fermé à ses deux extrémités par des obturateurs en verre et contenant un liquide sucré, l'uniformité de teinte est détruite; chacune des moitiés du disque prend une couleur particulière : on voit, par exemple, que la moitié m (fig. 4) est bleue, tandis que la moitié m' est rouge. Or il faut uniquement, pour mesurer la force et le sens de l'action de la substance agissante dans la dissolution, c'est-à-dire du sucre, tourner le bouton B (fig. 1re) jusqu'à ce que des cristaux de quartz que l'on fait glisser l'un sur l'autre rétablissent l'égalité primitive des couleurs, par les variations qu'éprouve, suivant leur forme (fig. 5), la somme de leur épaisseur sur le trajet du rayon. Une double échelle E (fig. 5 *bis*) tracée à gauche et à droite d'un zéro commun, sur les montures métalliques dans lesquelles les prismes de quartz sont fixés, indique alors le sens et la valeur du mouvement qui a été communiqué à ces prismes; par suite, si le pouvoir du sucre dévie le plan de polarisation vers la gauche ou vers la droite et aussi avec quelle intensité, ce qui détermine, sous certaines conditions, la nature du sucre et sa quantité.

S'agit-il, par exemple, de constater la richesse saccharine d'un sucre du commerce, c'est-à-dire la quantité de sucre pur qu'il contient, l'opération est très-simple : elle consiste à observer dans un tube d'une longueur connue une dissolution aqueuse de ce sucre, préparée dans des rapports déterminés du poids du sucre au volume de la dissolution. Les tubes du saccharimètre (fig. 3) ont 20 centimètres de longueur. En faisant usage de ces tubes, on doit faire dissoudre dans un matras (fig. 6) d'une capacité de 100 cc., indiquée par un trait de jauge, un poids de 16 gr. 471 de sucre. Si le sucre est pur, il marquera 100 degrés au saccharimètre sur la partie gauche de l'échelle, et c'est ce qui aura lieu pour tous les sucres candis et les sucres raffinés blancs et secs; s'il s'agit, au contraire, d'un sucre brut (cassonade), il marquera généralement un nombre moindre de degrés, et ce nombre indiquera son titre exprimé en centièmes; mais les sucres bruts sont plus ou moins colorés, et leurs dissolutions ont besoin d'être blanchies et clarifiées pour que l'observation soit facile; c'est ce que l'on obtient en versant dans la liqueur, avant de lui faire atteindre le trait de jauge du matras, par l'addition d'eau né-

cessaire, 1 ou 2 centimètres cubes d'une dissolution concentrée de sous-acétate de plomb. Les principes colorants pour la plupart, et tous les corps en suspension, sont immédiatement précipités, et la liqueur, jetée sur un filtre, passe presque incolore et parfaitement limpide.

C'est encore ce moyen que l'on emploie pour blanchir et clarifier les jus naturels des végétaux, particulièrement ceux de la canne et de la betterave, que l'on se propose de soumettre à l'analyse optique. Mais à l'égard de ces jus on peut s'abstenir, pour en déterminer la richesse saccharine, de faire usage de la balance; il suffit d'étendre leur volume en employant le sous-acétate de plomb dans un rapport déterminé, et de tenir compte de la dilution; à cet effet, on a recours à un matras encore semblable à celui de la figure 6, mais marqué pour cette opération de deux traits de jauge; le trait inférieur indique une capacité principale, soit celle de 100 cc., et le second une fraction de cette capacité qu'il est commode de fixer au 10e, soit 10 centimètres cubes. Dans un matras ainsi disposé, on verse le jus à examiner jusqu'à la hauteur du premier trait de jauge, et on complète le volume jusqu'au second trait avec de l'eau et du sous-acétate de plomb; on agite, on filtre, et on observe, en augmentant cette fois la notation obtenue d'un 10e pour compenser l'effet de la dilution, à moins que l'on ne se serve d'un tube d'observation de 22 centimètres de longueur, au lieu de ceux de 20 centimètres sur l'emploi desquels est réglé le poids de 16 gr. 471 m. fixé pour la préparation des analyses optiques des sucres concrets. Le nombre de degrés que marque l'instrument, multiplié par ce même poids, indique la quantité de sucre contenu dans chaque décilitre des jus que l'on examine.

Tel est le mode d'expérimentation qui suffit pour constater la quantité de sucre cristallisable que contiennent les substances où l'on sait ne pas trouver d'autres principes que le sucre ayant la propriété de dévier le plan de polarisation, et c'est ce qui a lieu, par exemple, pour les sucres bruts qui ne sont ni falsifiés ni avariés, ou encore pour le jus de canne qui n'a pas subi de fermentation; mais si on soupçonne la présence de principes actifs autres que le sucre cristallisable, tels que le glucose, la dextrine, ou le sucre liquide des fruits acides, on emploie la méthode dite de l'*inversion,* qui consiste à transformer, par l'action d'un acide, après une première observation, le sucre cristallisable que contient la substance dont on recherche la composition, en sucre incristallisable à pouvoir inverse, et à observer de nouveau. Voici l'exposé sommaire de cette méthode :

La liqueur déjà soumise à l'observation qui vient d'être décrite, et

que l'on désigne sous le nom d'observation directe, est additionnée dans un matras (figure 6 *bis*), marqué de deux traits indiquant la capacité de 50 et 55 cc, d'un 10e de son volume d'acide chlorhydrique concentré, et chauffée au moyen d'un bain-marie (fig. 7) jusqu'à 70° environ, puis ramenée sensiblement à la température ambiante en plaçant le matras dans un bain d'eau froide. Versée alors dans un tube (fig. 8) muni d'une tubulure latérale T, destinée à l'introduction d'un thermomètre, elle est soumise à la seconde observation, dite *indirecte*. Or, par une simple action de présence de l'acide qui reste intact dans la liqueur, le sucre cristallisable, $H^{11} C^{12} O^{11}$, à pouvoir de gauche à droite sur le plan de polarisation, a été transformé, aux dépens de l'eau de dilution, en sucre incristallisable des fruits acides, $H^{12}C^{12}O^{12}$, à pouvoir de droite à gauche. La nouvelle notation sera donc affectée par cette transformation, et la marche rétrograde de l'index *i* (fig. 5 *bis*) de l'échelle tracée sur l'instrument sera nécessairement proportionnelle à la quantité de sucre cristallisable qui existait dans la liqueur dont on se proposait de déterminer la quantité, l'acide n'ayant d'ailleurs exercé aucune perturbation dans le pouvoir des autres substances actives réunies au sucre.

Cependant, en pareil cas, l'observation doit être l'objet d'une correction fort importante, qui tient à ce que l'action sur la lumière polarisée du sucre à pouvoir déviateur vers la gauche, $H^{12} C^{12} O^{12}$, est fortement influencée par la température à laquelle l'observation est faite; soit que ce sucre provienne du traitement par les acides du sucre cristallisable, soit qu'il existe à l'état naturel dans les sucs des végétaux. La loi de cette influence a été étudiée par M. Clerget, et une table qu'il a dressée, et que l'on trouve réunie à son mémoire déjà cité, dispense de toute espèce de calcul.

Quelquefois les liquides sucrés, particulièrement les mélasses, ne se décolorent pas suffisamment pour être observés avec facilité en employant seulement le sous-acétate de plomb ; il faut alors faire usage, indépendamment de ce réactif, du noir animal en grains, sur lequel on filtre les liquides, en se servant de tubes de verre munis de robinets en cuivre, et disposés comme celui que représente la figure 9. On recueille en premier lieu, au-dessous du filtre, un volume de la dissolution au moins égal à celui du noir, et on le met à part, son titre étant faussé par l'action nitiale du noir. La liqueur qui passe ensuite, et que l'on verse au besoin plusieurs fois sur le noir, conserve au contraire son titre primitif, et donne, en la soumettant à l'observation, des résultats exacts.

Il importe, du reste, de remarquer que le pouvoir rotatoire des glucoses (sucre de fécule et de diabète), rapidement dissous, décroit

soit avec le temps, sous la température ambiante, soit immédiatement, si on a recours à la chaleur, et s'arrête à un point fixe. On évite toute erreur sous ce rapport, dans l'analyse optique des glucoses purs ou mélangés, en chauffant, au bain-marie, la dissolution à plus de 80°, et en la laissant refroidir avant de l'observer.

Combiné avec les alcalis, le sucre perd une partie de son pouvoir rotatoire; on écarte, avec la plus grande facilité, cette autre cause de trouble dans l'observation optique, en versant dans la liqueur un léger excès d'acide acétique.

Se propose t-on de déterminer, ainsi que l'a fait M. Bouchardat pour les produits de nombreux cépages de la Bourgogne, la quantité de sucre contenue dans le raisin, ce qui permet de déduire la quantité d'alcool que développera la fermentation, on traite le jus d'abord par le sous-acétate de plomb, qui élimine l'acide tartrique, dont l'action pourrait nuire à l'analyse, puis ensuite, si cela est nécessaire pour achever la décoloration, par le noir animal. Observé au saccharimètre dans un tube de 20 centimètres, à la température de plus de 15°, ce jus sera considéré comme pouvant produire 1 pour 100 d'alcool pour chaque notation de 3 divisions $1/3$ sur l'échelle de l'instrument.

Enfin on constate encore au saccharimètre, avec autant de promptitude que de précision, la quantité de sucre contenu dans les urines diabétiques. Souvent ces urines sont assez peu colorées et assez limpides pour être observées directement, sans être soumises à aucune préparation préalable. Si, au contraire, il est nécessaire de les clarifier et de les blanchir, on les rend propres, avec la plus grande facilité, à l'observation, en les traitant par le sous-acétate de plomb ou le noir animal. Le pouvoir rotatoire du sucre de diabète est à celui du sucre cristallisable comme 73 sont à 100, et une notation de 100 divisions sur l'échelle de l'appareil correspond à une quantité de 225 gr., 63 de sucre par litre d'urine, toujours en se servant d'un tube de 20 centimètres de longueur, et en augmentant la notation dans le rapport en volume de la quantité de la dissolution de sous-acétate de plomb qui a pu être employée pour la clarification. Un essai d'urine dure au plus 10 minutes.

DE
LA CHIMIE VÉGÉTALE.

L'étude de la chimie végétale comprend : 1° la description des principes immédiats, 2° celle des produits immédiats, 3° celle des organes des végétaux ; 4° l'histoire de la germination, 5° les diverses fermentations.

CLASSE PREMIÈRE.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS.

Je diviserai les principes immédiats des végétaux en quatre sections : la première contiendra les matières *neutres* ou *indifférentes ;* la seconde, les matières *colorantes;* la troisième, les *acides,* et la dernière, les *bases.*

SECTION PREMIÈRE.

DES PRINCIPES NEUTRES OU INDIFFÉRENTS.

Ces principes peuvent être rangés dans les trois groupes suivants : 1° ceux qui contiennent de l'oxygène, de l'hydrogène et du carbone ; 2° ceux qui ne renferment que du carbone et de l'hydrogène ; 3° enfin ceux qui sont composés d'oxygène, d'hydrogène, de carbone et d'azote.

PREMIER GROUPE.

Des principes composés d'oxygène, d'hydrogène et de carbone

Ces principes sont les sucres, l'amidon, la dextrine, l'inuline, l'arabine, la bassorine, la cérasine, la cellulose, la matière incrustante du ligneux, la pectose, la pectine, la pectase, la mannite, la glycyr-

rhizine, la phloridzine, la phlorétine, l'olivile, la picrotoxine, la saponine, la digitaline, la sarcocolline, la viscine, la méconine, la salseparine, la quassine, la scillitine, la tanguine, la bryonine, la calenduline, la cathartine, la cusparine, la cytisine, l'élatérine, la gentianine, la glu, l'hespéridine, la liriodendrine, la lupuline, la plumbagine, le cail cédrin, etc.; les corps gras neutres, tels que la cholestérine, l'ambréine, la castorine, la myricine et l'aurade, la glycérine, les alcools, les éthers, les huiles essentielles, et la créosote.

DES SUCRES.

J'examinerai successivement le sucre *cristallisable,* que l'on trouve 1° dans la *canne* à sucre et dans la *betterave ;* 2° le *glucose,* qui comprend le sucre de *fécule,* de *miel,* et de l'*urine* des *diabétiques ;* 3° le sucre des *fruits acides ,* 4° le sucre *incristallisable ,* et 5° une espèce particulière, désignée par Wiggers sous le nom de *sucre de champignons.*

Le sucre existe dans un très-grand nombre de végétaux : tantôt on le trouve seulement dans les tiges, comme dans les graminées, et surtout dans la canne à sucre, dans le maïs et dans l'*olcus cafer ;* tantôt il n'est contenu que dans les racines, comme dans les carottes, les betteraves, etc. ; il est des végétaux qui ne renferment du sucre que dans la partie charnue de leurs fruits ; ainsi les baies, les fruits à pepins, les marrons et les châtaignes, sont les seules parties sucrées des végétaux qui les ont fournis ; enfin les nectaires d'une quantité innombrable de fleurs contiennent quelquefois seuls cette matière.

On reconnaît le genre sucre aux caractères suivants : il est solide ou liquide, et doué d'une saveur douce ; il est soluble dans l'eau et dans l'alcool, d'un poids spécifique de 0,83 ; *il éprouve la fermentation spiritueuse* lorsqu'on le soumet à une température de 15° à 25° c., à l'action d'une certaine quantité d'eau et de ferment, et donne de l'alcool et de l'acide carbonique. On voit donc qu'il ne suffit pas, pour établir qu'une substance est du sucre, qu'elle ait une saveur douce ; ainsi la glycérine, la glycyrrhizine, la mannite, et une foule d'autres matières, ne sont pas avec raison considérées comme des sucres, quoiqu'elles aient une saveur douce, parce qu'elles ne sont pas susceptibles d'éprouver la fermentation alcoolique. J'en dirai autant du sucre de lait (lactine), qui ne donne de l'alcool qu'après avoir été transformé en glucose.

Ire ESPÈCE. — Sucre de canne. $H^{11}C^{12}O^{11}$.

On trouve ce sucre dans la tige du *saccharum officinale* (canne à sucre), dans la séve de l'*acer montanum* (érable), dans la betterave, la châtaigne, le marron d'Inde, le navet, l'oignon, et dans toutes les racines douces sucrées et non acides. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, incolores, terminés par des sommets dièdres, transparents, *très-durs,* très-fragiles, à cassure glaceuse; ainsi cristallisé il porte le nom de *sucre candi;* son poids spécifique est de 1,6065; quand on le frappe dans l'obscurité, il devient phosphorescent. Il n'entre pas en fusion et ne se ramollit même pas à 105° c., tandis qu'à 180°, il fond en un liquide gluant et incolore, qui, par le refroidissement, se prend en une masse amorphe et transparente, connue sous le nom de *sucre d'orge;* pour préparer celui-ci, on ajoute ordinairement un peu de vinaigre au sucre avant de le fondre; le *sucre d'orge,* au bout d'un certain temps, devient opaque et très-fragile par un phénomène de dimorphisme analogue à celui que l'on remarque dans le soufre, l'acide arsénieux, etc. Entre 210° et 220°, le sucre perd 2 équivalents d'eau et se transforme en un corps brun, le *caramel,* $H^9C^{12}O^9$, substance déliquescente très-soluble dans l'eau, qui n'a plus de saveur sucrée et qui ne fermente pas. Si l'on élève davantage la température, le sucre subit une décomposition totale, et il se dégage des gaz inflammables, des huiles pyrogénées, de l'acide acétique, etc., et laisse pour résidu un charbon luisant et volumineux.

Le sucre cristallisé est inaltérable à l'air sec. Il est soluble dans le tiers de son poids d'eau froide et presque en toute proportion dans l'eau bouillante; lorsque ces diverses dissolutions sont très-pures, elles peuvent être conservées très-longtemps sans altération. Par une ébullition prolongée, le sucre est hydraté et transformé en sucre de fruits; dans cet état, il a perdu la propriété de cristalliser, et ressemble beaucoup au sucre solide qui a été chauffé à 180°; il dévie *vers la gauche* le plan de polarisation de la lumière, tandis que le sucre fondu ou dissous dans l'eau, lorsqu'il n'a subi aucune altération, dévie ce plan *vers la droite.* Le sucre est insoluble dans l'alcool absolu froid; 80 parties de ce liquide bouillant en dissolvent une partie; il peut se dissoudre dans l'alcool affaibli, et en d'autant plus grande quantité que l'alcool contient plus d'eau. Il est insoluble dans l'éther.

Le chlore, les chlorures, et surtout les perchlorures, à la température de 100°, décomposent le sucre et le transforment en une matière brune, en partie soluble dans l'eau, qui est d'un noir brillant lorsqu'elle est

desséchée. M. Maumené propose de tirer parti de ce fait pour reconnaître la présence du sucre dans certains liquides, notamment dans l'urine des diabétiques. Que l'on trempe, dit-il, pendant trois ou quatre minutes, un morceau de mérinos dans une dissolution aqueuse de *bichlorure d'étain*, préparé avec 100 grammes de bichlorure et 200 grammes d'eau; que l'on fasse égoutter le liquide, qu'on sèche le mérinos sur une bande de même étoffe au bain-marie, qu'on le coupe en bandelettes, et qu'on verse une goutte du liquide présumé sucré sur la bandelette; dès qu'on exposera celle-ci au-dessus d'un charbon rouge ou de la flamme d'une lampe ou d'une bougie, il se produira, en une minute, une tache noire très-visible; la sensibilité du réactif est extrême; 10 gouttes d'une urine de diabétique, versées dans 10 centimètres cubes d'eau, ont rendu le mérinos chloruré complétement noir (*Journ. de pharm.*, mai 1850).

Lorsqu'une dissolution de sucre cristallisable est mise en contact avec une petite quantité d'un acide affaibli quelconque, à la température de l'ébullition, ce sucre est immédiatement transformé en sucre de *fruits*, qui dévie *vers la gauche* le plan de polarisation des rayons polarisés, sans que l'acide ait subi la moindre altération; plusieurs acides minéraux produisent ce phénomène, même à froid. Si on prolonge l'ébullition de ce sucre avec les acides sulfurique ou chlorhydrique, on obtient de l'acide *glucique*.

L'action de l'acide sulfurique sur le sucre est des plus intéressantes; suivant les conditions où l'on se place, on peut obtenir de l'acide *glucique*, de l'acide *apoglucique*, de l'acide *formique*, de l'acide *ulmique* et de l'*ulmine*, enfin de l'acide *humique* et de l'*humine*. Quand on distille, dans un appareil dont le récipient *est vide d'air*, un mélange de 100 p. de sucre de canne, de 30 p. d'acide sulfurique, et de 300 p. d'eau, et que l'on arrête l'opération au moment où une partie de l'eau a distillé, il reste dans la cornue de l'acide *glucique* et une petite quantité d'acide *apoglucique* (voy., pour ces acides, *Glucose*, p. 49). Si on distille au contraire le mélange, sous la pression ordinaire de l'atmosphère, dans un appareil rempli de *gaz acide carbonique* ou d'*hydrogène*, afin que l'oxygène de l'air n'y ait aucun accès, la liqueur restant dans la cornue dépose des flocons noirs composés d'acide *ulmique* et d'*ulmine*; le liquide distillé contient de l'acide *formique*. Si on fait bouillir pendant longtemps le mélange à l'air, dans des vases de verre, on produit de l'*humine* et de l'acide *humique* sous forme d'une masse noire.

Ulmine. Elle a pour formule $H^{16} C^{40} O'^{14}$, si elle a été desséchée à 140°.

Acide ulmique, $H^{14}C^{40}O^{12},2HO$, s'il a été desséché à 140°, c'est-à-dire qu'il a la même composition que l'ulmine; si on l'a chauffé jusqu'à 195°, il a perdu 2 équivalents d'eau et il est devenu $H^{14}C^{40}O^{12}$. Il est noir, gélatineux, peu soluble dans l'eau distillée, insoluble dans l'eau acidulée ou dans l'eau saturée de sels. Il donne avec la potasse un ulmate d'un rouge foncé. L'ulmate d'ammoniaque est soluble, et fournit avec les sels métalliques solubles des dernières classes des précipités qui sont des ulmates doubles ammoniacaux. Pour préparer l'ulmine et l'acide ulmique, on traite par la potasse les flocons noirs dont j'ai parlé plus haut; l'ulmine se dépose, et la liqueur contient de l'ulmate de potasse, qu'il suffit de décomposer par un acide pour en précipiter l'acide ulmique.

Humine, $H^{15}C^{40}O^{15}$. Elle est noire, insoluble dans la potasse. Si on la fait bouillir avec de l'acide chlorhydrique concentré, on obtient de l'acide formique et une matière noire, $H^{13}C^{34}O^{9}$, si elle a été desséchée à 145°. On produit la même matière en substituant à l'acide chlorhydrique une dissolution concentrée de potasse, et en chauffant le résidu jusque vers 300°; si l'on prolonge l'action de la potasse, et qu'on élève de plus en plus la température, on obtient deux nouvelles substances insolubles dans la potasse, $H^{10}C^{34}O^{6}$ et $H^{7}C^{34}O^{3}$. On voit que la potasse agit en enlevant à l'humine de l'oxygène et de l'hydrogène dans le rapport convenable pour former de l'eau.

Acide humique, $H^{12}C^{40}O^{12}$, et s'il est hydraté, $H^{12}C^{40}O^{12},3HO$; dans ce dernier cas, il est isomère de l'humine. A 100°, il perd 3 équivalents d'eau; il se comporte avec l'acide chlorhydrique et la potasse comme l'humine. En comparant ces diverses matières, on voit que l'humine et l'acide humique dérivent de l'ulmine et de l'acide ulmique par voie d'oxydation. On prépare l'humine et l'acide humique en traitant par la potasse la masse noire qui est le produit de l'action de l'acide sulfurique concentré sur le sucre, avec le contact de l'air (voy. p. 41); l'humine reste indissoute, tandis que la liqueur renferme de l'humate de potasse, dont on précipite l'acide humique par un acide.

L'acide azotique monohydraté transforme le sucre en une matière insoluble très-combustible, analogue à la *xyloïdine*. Si l'acide est moins concentré, il convertit d'abord le sucre en acide *saccharique* (*acide oxalhydrique* ou *oxysaccharique*), puis en acide oxalique, qui finit lui-même par se décomposer en acide carbonique. Cent parties de sucre donnent environ 60 parties d'acide oxalique.

Lorsqu'on soumet le sucre à l'action d'un mélange de 16 parties d'acide sulfurique et de 8 parties d'acide azotique, on obtient une matière comme résineuse, très-inflammable, explosible, et très-soluble dans l'al-

cool et dans l'éther (Thompson, *Journal de pharmacie*, février 1849).

L'acide arsénique, mêlé à une dissolution concentrée de sucre, acquiert une couleur rose au bout de quelques heures, puis devient pourpre et brun.

Le sucre possède la propriété de s'unir avec les oxydes métalliques, et de former avec eux des composés définis, que l'on désigne sous le nom de *saccharates :* ce caractère a même permis de déterminer très-exactement sa composition, en s'appuyant sur sa capacité de saturation; dans ces réactions, l'eau que perd quelquefois le sucre cristallisé est remplacée par une quantité équivalente d'oxyde métallique; il ne paraît pas avoir changé de nature, pourvu que la température n'ait pas été élevée et que la préparation soit récente, car en isolant les bases on met en liberté le sucre, qui peut cristalliser de nouveau; tandis que si l'on élève la température, on voit le sucre se transformer en sucre de raisin et en un acide nouveau, appelé acide *kalisaccharique,* parce qu'il prend naissance particulièrement sous l'influence de la potasse.

Si l'on verse par petites portions de l'hydrate de *chaux* dans une dissolution aqueuse concentrée de sucre, jusqu'à ce que l'eau sucrée refuse d'en dissoudre, il suffira d'ajouter de l'alcool à 85 degrés pour qu'il se précipite du *saccharate de chaux* $= \underset{\text{Chaux.}}{\underline{CaO}}, \underset{\text{Sucre.}}{\underline{H^{11}C^{12}O^{11}}}$; si, au contraire, on verse la dissolution de sucre sur un excès d'hydrate de chaux, on obtiendra un saccharate très-soluble à froid, et beaucoup moins soluble à chaud $= \underset{\text{Chaux.}}{\underline{3\,CaO}}, \underset{\text{Sucre.}}{\underline{2\,H^{11}C^{12}O^{11}}}$ s'il a été desséché à 100°. Ces saccharates ont une forte réaction alcaline; abandonnés à eux-mêmes pendant longtemps au contact de l'air, ils déposent des rhomboèdres réguliers et aigus de carbonate de chaux hydraté, parce qu'ils ont absorbé l'acide carbonique de l'air.

La baryte, la strontiane et l'oxyde de plomb, produisent avec le sucre des composés analogues.

Le saccharate de baryte $= BaO, H^{11}C^{12}O^{11}$, n'est point décomposé à 200°, tandis que l'acide carbonique le transforme en sucre et en carbonate de baryte.

Le protoxyde de plomb donne avec le sucre un saccharate insoluble $= 2PbO, H^{9}C^{12}O^{9}$, s'il a été desséché à 160°; en traitant ce corps par du gaz acide sulfhydrique, on obtient du sulfure de plomb et une dissolution de sucre de canne *non altéré.*

Si l'on chauffe du sucre, dans une capsule d'argent, avec moitié de son poids de potasse caustique, la matière devient bientôt noire, et l'on

trouve, en traitant par l'eau, que tout le sucre s'est transformé en carbonate et en oxalate de potasse. Si, au lieu d'employer de la potasse, on chauffe le sucre avec 8 parties de chaux vive, jusqu'à 140°, il se dégage une petite quantité de gaz combustible, en même temps qu'il distille un liquide huileux aromatique souillé de quelques autres produits pyrogénés; ce liquide, agité avec de l'eau, donne de l'*acétone*, H^3C^3O, tandis que, s'il a été épuisé par l'eau, il se trouve transformé en *métacétone* liquide, huileux, bouillant à 84°, H^5C^6O, susceptible de se changer en acide *métacétonique* sous des influences oxydantes (Frémy).

Les combinaisons alcalines de sucre dissolvent avec une grande facilité la plupart des oxydes métalliques insolubles; le sucre seul jouit également de cette propriété, mais à un moindre degré.

Le sucre cristallisable peut s'unir en proportions définies avec certains sels, et entre autres avec les chlorures de sodium et de potassium, et avec le chlorhydrate d'ammoniaque. Que l'on fasse évaporer une dissolution concentrée de 1 partie de chlorure de sodium et de 4 parties de sucre de canne, on obtiendra d'abord du sucre candi; les eaux mères laisseront ensuite déposer des cristaux à arêtes vives, peu volumineux, ayant une saveur à la fois sucrée et salée, déliquescents, qui peuvent être représentés par $\underbrace{NaCl}_{\text{Chlorure de sodium.}}, \underbrace{2H^{11}C^{12}O^{11}}_{\text{Sucre de canne.}}$. Il est aisé de voir que, dans la fabrication du sucre de betterave, si cette racine contient beaucoup de chlorure de sodium, on doit perdre beaucoup de sucre, puisqu'il se formera ce composé de chlorure de sodium et de sucre, lequel, étant déliquescent, restera dans les eaux mères ou dans la mélasse.

La plupart des sels de cuivre et de fer sont dissous, sans altération, par une dissolution de sucre cristallisable; ces sels, dans cette circonstance, perdent la propriété d'être précipités par les alcalis (H. Rose). Il en est de même des sels de plomb.

Cependant le sucre peut, à l'aide de la chaleur, décomposer un certain nombre de dissolutions métalliques, comme l'a prouvé Vogel, et comme je l'avais déjà fait entrevoir (voy. *Toxicologie gén.*, t. I, 4e édition, art. *Vert-de-gris*). L'*acétate de cuivre* est décomposé par ce corps; l'acide acétique se dégage en partie; il se précipite du protoxyde de cuivre, et la liqueur renferme, suivant Vogel, de l'acétate de protoxyde de cuivre, tandis que l'on obtient du cuivre métallique avec le *sulfate*. L'azotate et le bichlorure de cuivre sont transformés par le sucre en azotate de protoxyde et en protochlorure. L'azotate d'*argent*, le chlorure d'*or*, et l'azotate de mercure, sont réduits avec la plus grande facilité. Le bioxyde de *mercure*, le bichlorure et l'*acétate* de bioxyde de mercure,

sont ramenés par le sucre à un degré inférieur d'oxydation. Il n'agit point sur les sels dont les métaux décomposent l'eau, comme ceux de *fer*, de *zinc*, de *manganèse*, etc.; il est évident que, dans toutes ces circonstances, le carbone et l'hydrogène du sucre s'emparent d'une portion ou de la totalité de l'oxygène qui entre dans la composition de l'oxyde métallique, et donnent naissance à de l'acide formique, à de l'acide carbonique, etc.

Le sucre de canne, sous l'influence d'un ferment, est changé en *sucre de fruits acides*, lequel fermente et donne de l'acide carbonique, de l'alcool et de l'eau. On peut encore faire éprouver au sucre : 1° la fermentation *visqueuse*, en le mettant en contact avec la levure de bière que l'on a préalablement fait bouillir; il se produit une matière visqueuse que l'on peut représenter par de l'eau et du charbon, et presque toujours de la mannite; 2° la fermentation *lactique*, en le traitant par des matières azotées légèrement pourries, telles que l'albumine, la fibrine, la caséine; 3° la fermentation *butyrique*, en le mettant en contact avec certains ferments altérés à l'air.

Usages. On se sert de ce principe immédiat pour la préparation du sucre d'orge : pour cela, on fait fondre le sucre (voy. p. 40), ou bien on fait bouillir l'eau sucrée et on la concentre jusqu'à ce qu'elle soit susceptible de fournir une masse fragile et transparente quand on la met dans l'eau; alors on la coule sur une table imbibée d'huile, et on la coupe en petits cylindres lorsqu'elle est encore molle. — Le sucre entre dans la composition d'un très-grand nombre d'aliments, de boissons et de médicaments; il fait la base des sirops, des conserves, etc. M. Magendie a fait des expériences sur des chiens, qui l'ont conduit à admettre que le sucre, ainsi que tous les autres aliments privés d'azote, ne nourrissent point, qu'ils sont cependant facilement digérés, et qu'ils fournissent un chyle incapable d'entretenir la vie au delà de trente ou quarante jours environ; mais on s'est assuré depuis qu'il en est à peu près de même de la plupart des principes immédiats *azotés* administrés *isolément*, ce qui laisse le travail de M. Magendie sans valeur.

De l'acide oxalhydrique (*saccharique, oxysaccharique*), $H^8C^{12}O^7,HO$.— M. Guérin a nommé ainsi l'acide incristallisable qui avait été désigné par Scheele sous le nom d'acide *malique*, et que l'on obtient en traitant le sucre, la gomme arabique, l'amidon, la cellulose, l'alcool, etc., par l'acide azotique étendu. Il a la consistance d'un sirop épais; il est incolore, inodore, d'une saveur analogue à celle de l'acide oxalique, déliquescent, très-soluble dans l'alcool, peu soluble dans l'éther. Abandonné à lui-même dans un flacon bouché à l'émeri, lorsqu'il est hy-

draté, il cristallise au bout d'un mois de repos. L'acide azotique le transforme en acide oxalique; il est changé en acide *formique,* quand, après l'avoir étendu d'eau, on le traite par 2 parties de bioxyde de manganèse, et 2 parties 1/2 d'acide sulfurique étendu de 2 parties d'eau. Il ne précipite pas les sels de potasse, comme l'acide tartrique; il précipite les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, ce que ne fait pas l'acide malique; le précipité se redissout dans un léger excès d'acide. Il est bibasique, et donne avec la soude et la baryte des sels incristallisables, avec la potasse deux sels cristallisables, avec l'ammoniaque et la chaux des sels neutres incristallisables et des bisels cristallisables.

Préparation. On l'obtient en traitant une partie de gomme ou de sucre par un mélange de 2 parties d'acide azotique étendu de 10 parties d'eau; on chauffe modérément, jusqu'à ce que tout dégagement de vapeurs rouges ait cessé; alors on neutralise la liqueur par du carbonate de chaux, on filtre, et l'on précipite le liquide clair par l'acétate neutre de plomb; il se forme un précipité insoluble qu'on lave sur un filtre, et qui, mis en suspension dans l'eau distillée, est enfin décomposé par un courant de gaz sulfhydrique. Le liquide ainsi obtenu est évaporé au bain-marie.

11e ESPÈCE. — GLUCOSE. $H^{14}C^{12}O^{14}$.

Sucre de fécule, de ligneux, de chiffons, de miel et de diabètes.

On comprend aujourd'hui sous cette dénomination le sucre qui provient de l'action de l'acide sulfurique sur la fécule ou de la diastase (voy. *Fécule*) sur ce même corps, celui que fournit le ligneux traité par l'acide sulfurique, ainsi que celui qui est produit par le même agent sur le sucre de lait. On le trouve tout formé dans l'urine des malades atteints du diabète sucré. Suivant M. Barreswil, il existe aussi dans le blanc d'œuf.

On peut dire avec raison que le glucose et le sucre des fruits sont les seuls qui, sous l'influence du ferment, se transforment en acide carbonique et en alcool, car le ferment n'est susceptible de faire éprouver cette décomposition aux sucres que lorsqu'ils offrent une réaction acide (Rousseau); dès lors on conçoit que, puisque le sucre cristallisable de canne ou de betterave, etc., se change, sous l'influence d'un acide même très-faible, en sucre de fruits, tout sucre éprouvant la fermentation alcoolique ait d'abord subi cette modification: c'est du reste ce que les expériences de MM. Dubrunfault et H. Rose ont démontré.

Le glucose déposé d'une dissolution aqueuse concentrée est sous

forme d'une masse composée de petits grains qui affectent l'aspect de choux-fleurs; son pois spécifique est de 1,386.

Suivant son degré de pureté et les différentes sources d'où il provient, il offre une teinte jaune plus ou moins prononcée, quoique celui qui a été obtenu avec la fécule puisse être parfaitement blanc; sa saveur est moins sucrée que celle du sucre de canne; il est assez mou pour pouvoir être coupé avec un couteau sans effort. Il est soluble dans 1 ½ partie d'eau froide et en toutes proportions dans l'eau bouillante; le sirop qu'il forme n'a jamais la même consistance que celui du sucre de canne. Il faut 2 ½ parties de glucose pour communiquer à un même volume d'eau la même saveur que lui donne 1 partie de sucre, encore reste-t-il à cette dissolution un arrière-goût amer.

Il est soluble dans 60 parties d'alcool absolu bouillant; quand celui-ci marque 83 degrés, il en dissout 5 à 6 parties. Les dissolutions de *glucose* dévient à droite le plan de polarisation.

Exposé à l'action de la chaleur, il fond à la température de l'eau bouillante, perd 2 équivalents d'eau, et passe à l'état de sucre des fruits acides $= H^{12} C^{12} O^{12}$; à une température plus élevée, il produit du caramel.

Les acides étendus, à la température de l'ébullition, ne changent pas le plan de polarisation du glucose, qui continue toujours à tourner *vers la droite;* tandis que, dans les mêmes conditions, le sucre de canne, changé en sucre de fruits, tourne *vers la gauche.* Si l'on continue à faire bouillir, les acides étendus transforment le glucose en acide ulmique cristallin, un peu différent de l'acide ulmique ordinaire, et en ulmine; si l'expérience se fait au contact de l'air, il se produit en outre de l'acide formique (Malagutti). Lorsqu'on traite une partie de glucose fondu à 100° par une partie et demie d'acide *sulfurique* concentré, il se forme de l'acide *sulfosaccharique* ou *sulfoglucique,* $H^{20} C^{24} O^{20}$; toutefois la majeure partie de l'acide sulfurique reste libre, puisqu'en saturant la liqueur étendue d'eau par du carbonate de baryte, il se précipite *beaucoup* de sulfate de baryte, et il reste en dissolution du sulfosaccharate de baryte. L'acide *azotique* change le glucose en acides oxalique et saccharique.

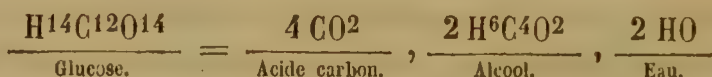
Quoique les bases se combinent plus difficilement avec le glucose que le sucre de canne, on peut cependant obtenir des composés de glucose et de ces bases : ainsi on prépare du glucosate de baryte $= 3\,BaO, 2\,H^{14} C^{12} O^{14}$, en versant une dissolution de baryte dans du glucose dissous dans l'esprit de bois; on obtient du glucosate de plomb

$= 6 PbO, 2 H^{14} C^{12} O^{14}$, en précipitant le glucose par l'acétate de plomb ammoniacal; enfin, si l'on verse de l'alcool dans une dissolution de glucose dans l'eau de chaux, il se dépose du glucosate de chaux $= 3 CaO, 2 H^{14} C^{12} O^{14}$: ce glucosate, obtenu en dissolvant de la chaux hydratée dans un *solutum* aqueux de glucose, s'il est abandonné à lui-même pendant quelque temps, devient neutre, d'alcalin qu'il était, et ne précipite plus par l'acide carbonique; dans cet état, il renferme de l'acide *glucique* combiné à la chaux.

La combinaison du *chlorure de sodium* avec le *glucose* s'effectue bien plus aisément qu'avec le sucre de canne. M. Calloud, pharmacien à Annecy, est le premier qui l'ait signalée; il l'obtint, en 1825, du produit de l'évaporation d'une urine de diabétique. Ce corps, $NaCl, 2 H^{12} C^{12} O^{12}, 2 HO$, cristallise en belles pyramides doubles à six pans; il est incolore, transparent, soluble dans l'eau, mais fort peu dans l'alcool à 96 centièmes; quand on le dessèche à froid, il perd 2 équivalents d'eau. On l'obtient en dissolvant 1 p. de chlorure de sodium dans 6 p. de glucose dissous, et en évaporant doucement.

Le glucose, employé même en très-petite quantité à la température de 100°, réduit le tartrate de bioxyde de cuivre dissous dans la potasse, et en précipite du protoxyde de cuivre rouge, ce que ne fait pas le sucre de canne (Frommherz).

Sous l'influence des ferments, le glucose peut éprouver : 1° la fermentation alcoolique, et donner de l'acide carbonique, de l'alcool et de l'eau,



$$\underbrace{H^{14}C^{12}O^{14}}_{\text{Glucose.}} = \underbrace{4\,CO^2}_{\text{Acide carbon.}}, \underbrace{2\,H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}}, \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}}$$

2° la fermentation lactique, et puis la fermentation butyrique.

Usages. Les usages du glucose, surtout de celui qui provient de la fécule, sont devenus très-nombreux depuis quelque temps. La fabrication de la bière en emploie de grandes quantités; il sert aussi, et très-abondamment, à améliorer et à modifier les vins qui sont trop peu sucrés et peu alcooliques.

Bien que l'on confonde les caractères des divers sucres que j'ai désignés sous le nom spécifique de *glucose,* il existe entre eux cependant quelques petites différences; ainsi le glucose d'amidon et celui des diabétiques ont des pouvoirs rotatoires égaux, tandis que le glucose obtenu par M. Jacquelain en faisant agir $1/300$ d'acide oxalique sur l'amidon, à l'aide d'une forte pression, possède un pouvoir rotatoire double.

Préparation du glucose. Dans les laboratoires, on fait passer un courant de vapeur d'eau à travers un mélange de 1,000 p. d'eau, de 10 d'acide sulfurique, et de 400 d'amidon; la saccharification est terminée lorsque l'iode a cessé de colorer la dissolution; on sature l'acide sulfurique par du carbonate de chaux (craie), et l'on évapore jusqu'en consistance sirupeuse; le glucose se prend en une masse cristalline au bout de quelques jours (voy. *Extraction en grand du sucre de fécule,* p. 63).

Acide glucique, $H^5C^8O^5$. — Acide énergique, d'une saveur acide, incristallisable, déliquescent, très-soluble dans l'eau, formant des sels solubles avec presque toutes les bases. Le glucate de chaux a pour formule $CaO, 2H^5C^8O^5, HO$; celui de plomb, qui est insoluble, contient $2PbO, H^5C^8O^5$. On obtient l'acide *glucique* en précipitant, à l'aide de l'acide oxalique, la chaux du glucate de chaux dissous, ou bien en décomposant le glucate de plomb par l'acide sulfhydrique.

Acide apoglucique sec, $H^{11}C^{12}O^{10}$. — Que l'on fasse bouillir au contact de l'air soit une dissolution aqueuse d'acide glucique, soit un glucate alcalin dissous, il se forme de l'acide *apoglucique.* Il est brun, non déliquescent, facilement soluble dans l'eau, très-peu soluble dans l'alcool.

Acide mélassique, $H^{12}C^{24}O^{10}$. — Il est le résultat de la réaction d'un excès d'alcali sur le glucose (Péligot). Il est noir, floconneux, insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool. Les mélassates alcalins sont bruns, solubles, et incristallisables; les autres sont insolubles. L'acide mélassique a beaucoup d'analogie avec l'acide ulmique.

De l'extraction du sucre de canne, de betterave, d'érable, etc.

Pour extraire le *sucre de la canne,* on coupe celle-ci de suite après la floraison; alors sa hauteur varie depuis 4 jusqu'à 6 mètres, sa couleur est jaunâtre; le suc de ces cannes est exprimé à l'aide d'un moulin formé de plusieurs cylindres superposés, et le résidu sec que l'on en obtient porte le nom de *bagasse.* La richesse du jus varie selon l'espèce, la saison, et surtout la culture; cependant en moyenne la canne de la Martinique contient 72,1 d'eau, 18 de sucre (ou 90 de jus), et 9,9 de ligneux; celle de Cuba a fourni à M. Casaseca 77,8 d'eau, 16,2 de sucre (ou 94 de jus), et 6 de ligneux.

La *betterave* renferme, d'après M. Payen, 83,5 d'eau, 10,5 de *sucre,* 0,8 de cellulose, 1,5 d'albumine, de caséine, et d'autres matières *neutres azotées,* et 3,7 d'acide malique, de substance gommeuse, de matières azotées, de matières grasses aromatiques et colorantes, d'huile essentielle,

de chlorophylle, de malamide, d'oxalate et de phosphate de chaux, de phosphate de magnésie, de chlorhydrate d'ammoniaque, de silicate, d'azotate, de sulfate et d'oxalate de potasse, d'oxalate de soude, de chlorures de sodium et de potassium, de pectates et pectinates de chaux, de potasse et de soude, de soufre, d'acide silicique, d'oxyde de fer, etc. Si la betterave est saine, elle ne contient guère que du sucre *cristallisable;* on en a vu cependant qui renfermaient de très-petites quantités de sucre *incristallisable.* La betterave mûre contient plus de sucre que celle dont la croissance n'est pas finie. On peut dire, d'une manière générale, qu'une betterave de bonne qualité renferme de 10 à 12 pour 100 de sucre, et pourtant on n'en retire que 5 à 5 ½ pour 100. Tout récemment M. Lamy a trouvé un iodure alcalin dans certaines betteraves du grand-duché de Bade.

La culture de la *betterave* prospère en Europe : aussi cette racine peut-elle désormais fournir le sucre nécessaire à la consommation. La betterave présente cette particularité, qu'elle est d'autant plus riche en sucre qu'elle croît dans des pays plus septentrionaux, et d'autant moins qu'elle a été cultivée dans des contrées plus méridionales; ainsi les betteraves de Russie, de la Pologne et de la Prusse, sont plus sucrées que celle qu'on cultive en France, et celle de Flandre contient plus de sucre que celle qui croît aux environs de Paris.

On sème les betteraves à la fin de mars ou en avril, lorsque la gelée n'est plus à craindre. La betterave blanche à collet rose est reconnue maintenant comme la meilleure. Le terrain le plus convenable à sa culture est celui qui a de la profondeur, et qui est à la fois meuble et gras; celui qui provient du défrichement des prairies, le terrain d'alluvion, fumé et travaillé depuis longtemps, est très-propre à cet objet. Ces terrains doivent être préparés par deux ou trois labours très-profonds et un engrais convenable. On sème les betteraves à la volée, comme le blé, ou au semoir mécanique, puis on a recours à la herse. On arrache à la main ou par le sarclage toutes les herbes qui poussent à côté de la betterave, et dont le voisinage est extrêmement nuisible à son développement. L'époque à laquelle cette plante doit être cueillie varie extraordinairement, suivant le climat : dans les environs de Paris, et même à une distance de 200 kilomètres de la capitale, on doit procéder à l'arrachement dans les premiers jours d'octobre, mais toujours avant la floraison; car, passé cette époque, le sucre disparaît, se décompose par l'acte de la végétation, et se trouve remplacé en partie par de l'azotate de potasse. Après avoir enlevé les feuilles aux betteraves, on en coupe le collet, et on les met en plein air sur un sol aussi sec que possible, pour

les placer ensuite dans des silos, que l'on recouvre de paille et de terre, car la betterave gèle au-dessous de zéro, et commence à fermenter entre 10° et 15°.

Extraction du sucre. — Si les végétaux dans lesquels existe le sucre ne contenaient que ce seul principe, son extraction n'offrirait aucune difficulté; mais il n'en est pas ainsi, et comme on ne peut séparer les vaisseaux qui renferment le suc sucré de ceux qui contiennent d'autres fluides, pour avoir ce suc on est obligé de déchirer le végétal, afin d'en obtenir par l'expression le plus possible. On conçoit alors que le suc contient, outre le sucre, tout ce que le végétal renfermait de matières solubles; parmi ces dernières, il en est *trois principales*, qu'il est important d'isoler promptement, du moins pour deux d'entre elles, parce qu'elles exercent une influence nuisible au succès de l'opération; ces trois matières sont: 1° un acide organique libre, 2° une matière végéto-animale azotée, 3° un principe colorant.

Acide libre. De tout temps, dans les colonies, on avait reconnu que l'addition d'une certaine quantité de chaux ou de lessive de cendres favorisait l'extraction du sucre du suc de la canne, mais on ne se rendait pas compte du motif de son emploi; on savait seulement que, quand le jus était traité par des quantités convenables de l'une ou de l'autre de ces matières alcalines, le sucre qu'il contenait cristallisait plus facilement et plus promptement, que son grain était plus sec et moins gras au toucher. On a appris depuis que tous les acides végétaux transforment le sucre en sucre de fruits, et le rendent ainsi incristallisable: de là la nécessité de s'emparer, par la saturation, de l'acide que contient le jus de la canne; c'est à quoi les fabricants de sucre parviennent en ajoutant à diverses reprises, pendant le cours de la cuisson, les uns du lait de chaux, les autres de la lessive de cendres. Il serait indifférent, dans ce seul but, d'employer l'un ou l'autre de ces agents pour saturer l'acide; mais comme ces substances ont une action différente sur la matière végéto-animale azotée que le jus végétal contient toujours, et qu'il est important de l'enlever le plus complétement possible, on doit donner la préférence à la chaux, parce que celle-ci forme avec elle une combinaison insoluble que l'on sépare plus facilement par les progrès de la cuisson, ce que l'on ne peut obtenir par l'emploi de la lessive, attendu que la potasse, loin de coaguler cette substance à l'aide de la chaleur, en favorise la dissolution, et que la combinaison produite, et qui reste en totalité dans le sirop, empâte le sucre, dont le grain toujours petit n'est jamais sec.

L'observation avait encore fait connaître à quelques fabricants qu'il

était préférable d'ajouter au suc sucré la quantité de chaux convenable avant qu'il fût arrivé au degré de l'ébullition, plutôt que de l'ajouter, à différentes reprises, pendant le cours de l'ébullition, parce qu'en suivant cette marche on obtenait un sucre plus sec et plus abondant, des écumes plus épaisses, et un liquide plus clair.

Matière végéto-animale. La nécessité de séparer du suc sucré la matière végéto-animale azotée qu'il contient ne saurait être contestée, parce que la présence de cette matière dans le sucre détermine une réaction moléculaire particulière, quelquefois si rapide, que les sucs entrent en fermentation presque aussitôt qu'ils sont extraits du végétal, surtout quand la température atmosphérique est très élevée, comme dans les Indes; alors il y a perte considérable d'une portion de sucre: pour éviter cet inconvénient, il faut conduire l'opération de manière à travailler le suc sucré dès qu'il a été exprimé. De tous les agents qui peuvent être employés pour éliminer cette matière végéto-animale, le meilleur sans contredit est la chaux, d'abord parce que celle-ci forme avec elle une combinaison complétement insoluble, que, par cette raison, on peut séparer facilement; puis parce que cet alcali, qui, ainsi que je l'ai dit, est le plus convenable pour désacidifier le suc sucré, peut sans inconvénient être employé en léger excès pour cette opération: en effet, la matière végéto-animale s'empare de l'excès de chaux et l'entraîne dans sa coagulation.

Principes colorants. La chaux, jouissant aussi de la propriété de se combiner avec la matière extractive colorante, et de former avec elle une combinaison peu soluble, est encore l'agent le plus convenable pour enlever celle que contient le suc sucré.

Enfin l'évaporation de l'eau que contient le suc sucré doit être faite le plus rapidement possible.

Par ce qui précède, on voit que la chaux, dans l'extraction du sucre, remplit à elle seule trois conditions importantes: 1° elle sature l'acide libre que contiennent tous les sucs sucrés; 2° elle se combine en diverses proportions avec la matière végéto-animale azotée, et forme avec elle une combinaison insoluble à chaud; 3° elle entraîne et précipite encore avec elle un peu de la matière extractive colorante. Il suffit, pour atteindre à la fois ce triple but, de l'employer convenablement et en suffisante quantité.

Ces principes établis, je puis en faire l'application à l'extraction du sucre, de quelque végétal qu'on veuille le séparer.

Les végétaux qui produisent le sucre de canne en contiennent d'autant plus, qu'ils sont plus près du terme de leur maturité: c'est un point

que le sucrier ne doit jamais perdre de vue, et comme le sucre est tenu en dissolution dans leurs sucs, il doit employer les moyens qui fournissent ceux-ci le plus complétement et le plus promptement possible.

Ces sucs, une fois obtenus, sont mis dans une chaudière en cuivre à double fond et chauffée par la vapeur jusqu'à la température de 60° à 70° c., puis on y verse 1 ou 2 millièmes d'un lait de chaux préparé en éteignant de la chaux vive dans de l'eau claire, et l'on agite rapidement tout le liquide.

La combinaison de la chaux avec la matière végéto-animale et avec la matière extractive colorante, étant insoluble, forme de gros flocons qui viennent surnager le liquide, et peu à peu, à mesure que la température s'élève, produisent une écume épaisse et consistante; on laisse graduellement la température s'élever jusqu'à l'ébullition, et on cesse de chauffer dès que les premiers bouillonnements se manifestent, parce que le mouvement diviserait les écumes et troublerait ainsi le liquide. Cette opération porte le nom de *défécation*.

Dès que la défécation est terminée, on soutire le liquide clair qui en résulte pour le passer sur un filtre contenant du charbon animal, afin d'achever la clarification du jus, et pour le décolorer. Ces filtres aujourd'hui sont de grands cylindres en tôle ou en bois garnis de métal intérieurement, contenant de 3 à 4,000 kil. de noir animal.

Le suc déféqué, et ainsi clarifié, est évaporé jusqu'à 27°, puis filtré de nouveau, comme il vient d'être dit, afin de détruire autant que possible la coloration qui s'est produite pendant l'évaporation, et pour séparer les sels qui se sont précipités par la concentration du liquide. L'évaporation doit avoir lieu le plus rapidement possible, et comme pour atteindre le point convenable, la température du sirop s'élève graduellement à un degré très-voisin de celui où le sucre se décompose, le fond des chaudières où elle s'opère doit avoir une assez grande épaisseur pour s'opposer le plus possible à la caramélisation du sucre; on évite cette décomposition, ainsi que la destruction de quelques-uns des sels qui se déposent, en évaporant le sirop au moyen de la vapeur convenablement appliquée, et en provoquant l'évaporation à l'aide du vide constamment entretenu à sa surface. Cette heureuse innovation, due à Howard, fut d'abord pratiquée en Angleterre, au moyen d'immenses pompes qui agissaient incessamment sur le sirop chauffé dans des chaudières parfaitement fermées; le vide s'établissait à la surface du sirop, à l'aide de la vapeur sans cesse condensée; aujourd'hui cet appareil a reçu en France de très-importantes améliorations; le vide y est produit par de fortes pompes, comme il le serait sous la cloche d'une machine pneumatique,

en même temps que celles-ci aspirent l'eau provenant de la vapeur condensée dans un réfrigérant intermédiaire.

Le terme auquel il faut arrêter l'évaporation est le point de cuite du sirop. L'essai qui l'indique porte le nom de preuve.

La preuve de la cuite du sirop se reconnaît à plusieurs caractères : 1° l'ébullition affecte une allure toute particulière ; chaque bouillon élève avec lui, sous forme de jets et à quelques centimètres au-dessus de la surface du sirop, une certaine quantité du même sirop, qui retombe sous forme de petits cônes liquides ; 2° en prenant une petite quantité du sirop bouillant entre l'index et le pouce, et en écartant ensuite les doigts, on obtient un filet qui se rompt à peu près au milieu de sa longueur ; la portion qui tient à l'index remonte plus ou moins lentement en se recourbant en forme de crochet ; 3° enfin le sirop doit marquer 44 degrés à l'aréomètre de Baumé.

Le point de cuisson étant obtenu, on fait passer le sirop de la chaudière ou de la cuite dans un vase que l'on appelle *rafraîchissoir*, et on procède immédiatement à une seconde cuisson et successivement à d'autres ; les produits de plusieurs cuissons sont réunis dans le même vase, où on les remue plusieurs fois, pendant qu'ils se refroidissent, à l'aide d'une sorte de longue spatule qu'on appelle *mouveron*. Lorsque la température est descendue à environ 40°, le grain du sucre commence à se former ; alors on en remplit de grands vases en terre cuite, de forme conique, percés à leur sommet d'un trou qui est bouché par un tampon en linge humide et très-serré. Ces vases, qu'on appelle *formes*, sont portés dans une étuve ; on les mettait autrefois égoutter sur des pots, dans l'ouverture desquels on engageait leurs pointes, après en avoir enlevé le tampon ; mais aujourd'hui on a remplacé cette disposition coûteuse et incommode en engageant la pointe des formes dans de larges bancs percés de trous, et au-dessous desquels on place une gouttière en zinc ; de cette manière, tous les sirops provenant de l'égouttage sont réunis dans un seul récipient. Le sucre cristallise par le refroidissement, et au bout de quelques jours la cristallisation est terminée ; mais pour cela il faut que la température du lieu soit de 18° environ. Lorsque le sucre resté dans la forme est suffisamment égoutté, on l'en retire ; c'est ce que l'on appelle *sucre brut, cassonade* ou *moscouade ;* on le livre tel dans le commerce aux raffineurs, qui lui font subir une série d'opérations qui constituent l'art du raffineur, et dans les détails desquels j'entrerai bientôt.

Pendant longtemps le sucre de la première espèce n'a été extrait, pour les besoins de la société, que de la canne à sucre (*saccharum officina-*

rum), dans la plus grande partie des îles de l'Amérique et dans l'Amérique elle-même; on l'obtient aussi, dans quelques contrées septentrionales de ce vaste pays, avec diverses espèces d'*acer*, et spécialement avec l'*acer saccharinum*. En Europe, on ne l'a retiré, jusqu'à ce jour, que des betteraves. Il paraît qu'on peut l'extraire aussi avec avantage des tiges de *maïs*.

La fabrication du sucre a pris en Europe, et particulièrement en France, une telle extension, que le sucre y est produit plus avantageusement qu'aux colonies; ce progrès n'est pas seulement dû aux moyens perfectionnés que les Européens mettent facilement en pratique; il provient encore de ce que la pulpe qui reste après l'extraction du jus de la betterave est un excellent aliment qui sert à l'engraissement des bestiaux, et aussi parce que la culture que nécessite cette plante rend la terre plus productive.

Du raffinage.

Les sucres extraits soit de la canne, soit des betteraves, ou des autres végétaux qui le contiennent, par les procédés que j'ai exposés, sont encore loin d'être purs, bien qu'on les livre dans le commerce; pour les amener à l'état de pureté, ils doivent être soumis à une série d'opérations qui constituent le raffinage, et dont la connaissance et l'application forment l'art du raffineur.

Le sucre brut ou la cassonade que l'on trouve dans le commerce n'est pas de même qualité; cette différence vient sans doute du mode d'extraction, des soins plus ou moins minutieux apportés dans cette extraction, et des altérations que la partie sucrée a éprouvées pendant le long trajet qu'elle a parcouru pour arriver des climats plus ou moins chauds.

Un des premiers points de l'art du raffineur consiste à déterminer, par la simple inspection et le toucher, la quantité de sucre raffiné que produira un sucre brut quelconque; ce dernier en fournira d'autant plus qu'il aura un grain mieux formé et plus sec, et en rendra d'autant moins que son grain sera plus fin et plus gras, puisqu'en effet sa viscosité est due, en général, à une portion de sucre non cristallisable qui, étant interposé entre ces grains, lui donne cette propriété, et en diminue la quantité sous le même poids.

Un second point de l'art du raffineur est de savoir apprécier si le toucher gras d'un sucre brut est dû exclusivement à ce qu'il retient plus ou moins de sucre non cristallisable ou de mélasse, ou bien si cette viscosité est le résultat d'une altération produite par la fermentation que

le sucre aura éprouvée pendant son voyage, ou bien encore si elle dépend de ce que, pendant son extraction, la désacidification du suc sucré n'aura pas été complétement opérée. Ces données sont utiles à connaître pour guider dans le mode qu'il conviendra de suivre pour arriver à un raffinage prompt, facile et fructueux, considérations importantes que le raffineur ne doit jamais perdre de vue.

Le raffinage du sucre consiste donc : à *dégraisser*, désacidifier et décolorer les sucres bruts du commerce; à les cuire à un point déterminé pour les obtenir cristallisés confusément en masses; à priver les cristaux saccharins du sucre non cristallisable ou mélasse, par un lavage convenablement exécuté; enfin à sécher les masses cristallisées pour les livrer à la consommation.

Les opérations que je viens d'énumérer se font dans la même fabrique, que l'on appelle raffinerie; et comme elles exigent un temps assez long, une raffinerie doit être d'autant plus spacieuse que ses travaux auront plus d'extension.

Pour procéder au raffinage du sucre, il faut : 1° un local destiné à contenir les chaudières à clarifier, les filtres et les réservoirs; les chaudières sont de forme cylindrique;

2° Un local dans lequel sont disposées les chaudières à cuire les sirops, les rafraîchissoirs, et les formes à sucre dans lesquelles se moulent les pains;

3° De vastes pièces dans lesquelles on fait égoutter le sucre non cristallisable pour le séparer du sucre cristallisé, et dans lesquelles on lessive celui-ci pour le blanchir, opération que l'on appelle *terrage* ou *clairçage;*

4° Une étuve, local quadrilatère très-élevé, dans toute la hauteur duquel sont placées, par étages surbaissés, des cloisons à jour pour recevoir les sucres terrés et les sécher; ce local doit être disposé de la manière la plus convenable pour être chauffé économiquement à divers degrés de plus en plus élevés, sans craindre les accidents du feu.

On raffine le sucre en mettant dans la chaudière à clarification la cassonade avec la quantité d'eau justement nécessaire pour que le sirop ainsi obtenu marque 30 degrés à l'aréomètre de Baumé; on chauffe graduellement, en ayant la précaution de remuer constamment avec une grande spatule que l'on appelle *mouveron ;* dès que le sucre est dissous, et que la liqueur est à la température de 35° ou 40° c., on y ajoute quelques millièmes de lait de chaux, si l'on opère sur du sucre de canne, car il est toujours acide; tandis que le sucre de betteraves n'en a pas besoin, étant de sa nature au contraire alcalin; on verse ensuite de 5

à 10 pour 100 à peu près de noir animal réduit en poudre fine, et lorsque le mélange est complet, on ajoute par 1,000 kilog. de sucre environ 4 à 5 kilog. de *sang de bœuf* privé de fibrine; on continue à chauffer jusqu'au point de faire bouillir, et quand le bouillon s'est développé trois ou quatre fois à la surface du liquide, on fait couler celui-ci dans de vastes filtres en coton croisé placés dans des caisses carrées; le sirop, qui filtre rapidement, parfaitement limpide, mais non assez décoloré, va se rendre dans des filtres dont la capacité varie, mais qui cependant contiennent communément 150 kil. de noir animal en gros grains; ces filtres, qui portent le nom de *filtres Dumont*, sont formés d'une caisse en bois doublée de cuivre ayant la forme d'un cône tronqué renversé; là le sirop est décoloré par l'action du charbon animal, jusqu'à ce qu'enfin, le pouvoir décolorant venant à s'affaiblir, le sirop passe avec une couleur de plus en plus foncée; il arrive alors un moment où le sirop (qui, dans ce cas, porte le nom de *clairce*) n'éprouve plus aucune amélioration et passe tel qu'on le met à la surface; à ce terme, on arrête l'opération, pour ôter le charbon, après l'avoir lavé, et en mettre une nouvelle quantité, afin de recommencer comme précédemment; toutefois l'opération de la décoloration n'éprouve jamais d'interruption, car dans une raffinerie on possède au moins une douzaine de ces filtres, dont quelques-uns sont réservés pour remplacer ceux qui s'usent, de manière à pouvoir les renouveler sans interrompre le travail.

Tous ces sirops, plus ou moins décolorés, étant reçus dans un réservoir commun, donnent un mélange qui présente une décoloration moyenne entre la teinte primitive de la clairce et le maximum de décoloration; de là le sirop est conduit dans l'appareil à cuire, semblable à celui qui est employé dans l'extraction du sucre pour cuire le sirop. Dans cet appareil, le sucre est cuit à une température qui ne dépasse pas 70 à 80 degrés, et où l'évaporation se fait continuellement dans le vide; il est aisé en outre d'y prendre le degré de cuisson du sirop par la preuve des doigts; à l'aide de deux verres qui sont fixés à son dôme, on peut parfaitement suivre la marche de la cuisson: au moyen d'un jet de vapeur que l'on fait arriver à la surface du sirop cuit, on le force à passer rapidement dans le rafraîchissoir, et à l'aide du vide que l'on produit ensuite, le sirop à cuire est amené très-promptement dans la chaudière; toute la manœuvre s'exécute au moyen d'un robinet, qu'il s'agit seulement d'ouvrir ou de fermer.

L'épreuve du degré de cuisson dans le raffinage est exactement la même que celle que doit donner le sirop lors de l'extraction du sucre, c'est-à-

dire qu'en prenant une goutte de sirop bouillant entre l'index et le pouce, et éloignant ensuite rapidement ces deux doigts l'un de l'autre, le filet produit par le sirop doit, en se rompant, former un crochet qui se recourbe en remontant sur l'index.

Une petite portion du sirop cuit au degré convenable est versée dans un rafraîchissoir, et un ouvrier l'agite en le foulant contre les parois de ce vase, à l'aide d'un large mouveron, afin de produire par cette agitation un refroidissement plus rapide, et de briser les cristaux qui se forment, pour les répartir ultérieurement dans toute la masse de la cuite, dans laquelle ils viennent former ainsi les premiers rudiments d'une cristallisation un peu confuse, qui est nécessaire pour produire le sucre en pain ; cette opération a pour but de faire la *pâte.* On a remarqué que, pour obtenir un beau grain, il est utile de verser successivement dans le même rafraîchissoir plusieurs cuites les unes sur les autres : là le sirop se refroidit lentement, et dès qu'il commence à grener, on procède à l'emplissage des formes. Le trou pratiqué au sommet du cône étant bien bouché avec un morceau de linge également humide, que l'on appelle *tape,* on place ces formes les unes à côté des autres, on les pose sur leur sommet et on les remplit de sirop. Peu de temps après, et lorsque celui-ci forme une croûte de 4 à 6 millimètres d'épaisseur à sa surface, on l'agite fortement en plongeant de haut en bas de la forme un couteau de bois également appelé *mouveron,* de manière à parcourir toute la circonférence intérieure ; par ce moyen, on rompt la cristallisation, qui devient confuse et donne au sucre le grain que recherchent les consommateurs; cette opération se renouvelle deux et même jusqu'à trois fois. Lorsque le sirop est suffisamment refroidi, ce qui a lieu ordinairement douze heures après l'emplissage, les formes sont transportées par des ouvriers dans d'autres pièces, et posées, après avoir débouché la pointe du cône, sur des bancs percés et des gouttières, comme dans la fabrication. Le sirop interposé entre les cristaux de sucre s'écoule peu à peu ; on facilite cet écoulement en diminuant sa viscosité, à la faveur d'une certaine température que l'on entretient dans le local au moyen d'un chauffage favorablement disposé. Le sirop qui s'écoule porte le nom de *sirop vert,* pour le distinguer du sirop provenant de l'opération du terrage.

Lorsque tout le sirop vert est écoulé, des ouvriers enlèvent les formes les unes après les autres, et avec une sorte de ciseau ils grattent toute la surface du sucre, la divisent ; et à l'aide d'un disque en fer emmanché en forme de truelle, ils compriment la surface, l'égalisent, et la chargent d'une couche de 12 à 15 millimètres d'épaisseur de sucre blanc

provenant de pains de sucre cassés, puis ils replacent les formes sur de nouveaux bancs.

Terrage. On procède ensuite au blanchiment du sucre, c'est-à-dire au *terrage.* Quelque bien égoutté que soit le sucre, il reste toujours à la surface des cristaux une certaine quantité, petite à la vérité, de sirop vert, qui communique une couleur jaune à la masse : il faut donc, pour l'en débarrasser, faire éprouver à celle-ci une sorte de lavage sans la dissoudre; c'est à quoi l'on parvient par le *terrage,* opération qui se pratique en versant à la surface du sucre, que l'on a égalisé en tasse, une couche de sucre blanc et une certaine quantité d'une bouillie faite avec de l'eau et de l'argile. On ne se servait autrefois que d'argile blanche, mais aujourd'hui on emploie l'argile des environs de Paris, après l'avoir épluchée des pyrites ferrugineuses qu'elle contient.

L'argile abandonne peu à peu l'eau qu'elle contient; celle-ci, en dissolvant la couche du sucre blanc que l'on a mise à la surface du sucre à terre, s'en sature, forme un sirop blanc, lequel chasse, par déplacement, le sirop coloré qui mouillait les cristaux, et le remplace. On renouvelle le terrage autant de fois que cela est nécessaire, et jusqu'à ce que toute la masse de sucre soit bien lessivée, ce que l'on reconnaît quand, en recevant sur l'ongle une goutte du sirop qui s'écoule par la pointe, celui-ci n'a plus de couleur. Lorsque le pain cesse d'égoutter, on renverse les formes sur leur base pendant quelque temps, afin que le sirop qui est accumulé à la pointe puisse rentrer dans la masse; alors on extrait le pain de sucre en plaçant la main sur celui-ci et en frappant légèrement le bord de la forme sur une table; on le porte à l'étuve pour le faire sécher, et on l'enveloppe.

Aujourd'hui le terrage est abandonné dans toutes les fabriques du nord de la France; il y est remplacé par la méthode dite du *clairçage,* dont on doit l'idée à M. Thénard. Cette méthode, plus simple, plus propre et plus rationnelle que le terrage, consiste simplement à laver le sucre avec du sirop très-blanc versé sur la pâte des pains, au lieu de laisser ce sirop se faire lentement aux dépens du sucre du pain, par l'eau qui s'écoulait de la terre; trois doses de 2 litres chaque, mises de six en six heures, suffisent en général pour blanchir le sucre; il y a dans l'emploi de ce moyen une très-grande économie de temps et de main-d'œuvre; les dispositions sont les mêmes que pour le terrage.

Les divers sirops obtenus du raffinage du sucre sont cuits séparément et à diverses reprises, et fournissent les diverses qualités de sucre connues sous les noms de lombs, de bâtarde et de vergeoise. Enfin, lorsque les sirops refusent de cristalliser, bien qu'ils aient un haut de-

gré de densité, on les vend dans le commerce sous le nom de *mélasse*.

Tel était l'état de la fabrication et du raffinage du sucre lorsque, dans ces derniers temps, divers chimistes ont proposé de nouveaux procédés dans le but de l'améliorer, tant sous le point de vue du rendement que sous celui d'une purification plus prompte et plus facile du produit.

Le premier qui fut expérimenté en Belgique par M. Melsens, sous les yeux d'une commission nommée par le gouvernement français, consiste dans l'emploi de 2 p. % de bisulfite de chaux à 10 degrés de l'aréomètre de Baumé, que l'on verse sur la pulpe de betterave au moment où elle se forme; le suc alors reste d'une blancheur parfaite. Mais c'est le seul bon résultat que l'on ait pu obtenir jusqu'ici; car la cuisson de ce sirop est fort difficile, sinon impossible; la cristallisation, plus lente, donne un sucre moins abondant, gras, et de qualité moindre que celui que fournit la méthode ordinaire, en admettant même que l'on puisse en faire disparaître la saveur insupportable que lui a communiqué l'acide sulfureux.

Jusqu'à présent ce procédé n'a été mis en pratique dans aucune fabrique française.

La seconde méthode, présentée par M. Dubrunfault, a pour but de précipiter le sucre par la baryte à l'état de sucrate presque insoluble; en effet, dans un sirop marquant 30 degrés environ à l'aréomètre de Baumé, et chauffé vers 60°, M. Dubrunfault verse, pour 100 parties de sucre, 60 parties d'hydrate de baryte délayé dans l'eau; alors le précipité s'effectue, entraînant avec lui naturellement tous les corps qui avec la baryte forment des composés peu solubles; ce précipité, lavé, est délayé dans l'eau, et on en précipite la baryte au moyen d'un courant d'acide carbonique; on sépare le dépôt du liquide, on filtre, puis on précipite de nouveau une partie de la baryte que n'a pu atteindre l'acide carbonique, au moyen d'une quantité correspondante de sulfate d'alumine; on clarifie avec du sang et du noir fin, puis on filtre de nouveau pour cuire et faire cristalliser lentement; les cristaux qui se forment sont encore séparés des eaux mères, qui elles-mêmes sont jointes à une nouvelle opération, dans la crainte qu'elles ne contiennent toujours de la baryte.

Malgré toutes ces précautions, et quelque séduisant que puisse paraître ce procédé, n'y a-t-il pas lieu de le redouter, tant à cause des difficultés qu'il présente, que parce que la baryte est un poison violent qui peut rester en partie, soit par la maladresse, soit par l'inattention des ouvriers, dans une matière qui fait partie maintenant de l'alimentation générale?

Quoi qu'il en soit, des essais ont été faits dans la raffinerie de M. Grar, à Valenciennes; mais jusqu'ici rien n'est encore passé dans la pratique.

M. E. Rousseau a présenté une troisième méthode, qui aujourd'hui n'offre plus rien de problématique, car plus de 900,000 kilogr. de ce sucre, fabriqué dans trois usines des plus considérables du département du Nord, ont été mis dans le commerce pendant la dernière fabrication.

Cette méthode a pour but de purifier immédiatement et assez complétement les jus sucrés, pour qu'ils puissent donner du premier jet, et dès la première concentration, du sucre du plus beau blanc, sans odeur et sans saveur étrangère, et dans un état de pureté tel, qu'il peut être livré de suite à la consommation sans avoir besoin d'aucun raffinage, et cela aussi abondamment que l'on obtenait autrefois le sucre brut.

Pour atteindre ce but, M. E. Rousseau met à profit : 1° la propriété que possède le sucre de se combiner à la chaux, et de la dissoudre en grande quantité ;

2° La faculté que possèdent les sels de chaux de rendre insolubles, sous l'influence d'une température peu élevée, les matières organiques et mucilagineuses, étrangères au sucre.

Il observe et suit pas à pas la nature de ces substances étrangères, ainsi que leurs modifications pendant la conservation des betteraves.

Par une observation rigoureuse de la température à laquelle le jus se trouve soumis pendant tout le traitement, il évite les altérations qui se produisaient dans l'ancien procédé, et toutes celles qui pourraient prendre naissance sous l'influence des alcalis caustiques auxquels tous ces corps se trouvent soumis. Voici, en peu de mots, comment on opère :

Dans le jus légèrement chauffé vers 50°, on ajoute un lait de chaux en quantité telle que tout le sucre se trouve transformé en sucrate, qui, à son tour, précipite comme le ferait un sel de chaux ou de plomb, toutes les matières étrangères au sucre; on en ajoute tant qu'il se forme un précipité, puis on chauffe de nouveau, mais avec précaution, sans jamais atteindre plus de 80° à 85°; d'abondantes écumes se forment à la surface; on soutire alors le liquide clair et incolore qui est au-dessous, pour le faire passer immédiatement dans un autre vase, où il est soumis à un courant d'acide carbonique; ce gaz, produit simplement par la combustion du charbon, précipite la chaux à l'état de carbonate; lorsque la saturation est à peu près complète, on ajoute au liquide une très-petite quantité d'ammoniaque, afin de précipiter les sels de chaux qui auraient résisté à l'acide carbonique; cette base, en s'emparant des acides végé-

taux qui existent dans le jus, forme des sels neutres solubles, qui, à leur tour, sont décomposés par la potasse ou la soude que la chaux avait mises en liberté; l'ammoniaque est chassée par la chaleur, et de cette manière l'équilibre qui existait entre ces éléments minéraux, primitivement contenus dans le végétal, est rétabli.

Dans cet état, le jus, filtré pour le débarrasser du précipité de carbonate qui le trouble, est incolore, pur, et de saveur très-agréable; il est immédiatement cuit et mis dans des formes, où il cristallise assez pur et assez beau pour être livré au commerce, après le travail des greniers.

Ainsi, comme on le voit, M. E. Rousseau se sert du sucre pour rendre la chaux soluble, comme il le ferait d'un acide, et c'est ce sel qui se régénère aussitôt qu'il est détruit par la précipitation des corps étrangers, et qui opère la purification du jus, quelle que soit son impureté. On conçoit, d'après cela, que les quantités de chaux doivent être essentiellement variables, puisqu'elles dépendent de celles des matières étrangères contenues dans le jus, et de leur état de conservation; c'est ainsi qu'au commencement de la campagne, dans une usine, on mettait 15 kilogrammes de chaux pour 10 hectolitres de jus, tandis qu'à la fin cette quantité s'était graduellement élevée à plus de 50 kilogrammes; au moins, par ce procédé, on sépare les impuretés du jus, sans y rien ajouter de nuisible ou d'insalubre.

Sucre d'érable. — On concentre dans des chaudières la séve sucrée de l'*acer saccharinum,* qui croît aux États-Unis, et l'on obtient un sucre que l'on consomme dans le pays, sans l'avoir soumis au raffinage.

Sucre de châtaigne. — Les châtaignes contiennent, outre le sucre, de la fécule, une matière gommeuse, et de l'albumine. On laisse en contact, pendant vingt-quatre heures, 3 parties d'eau et 1 partie de châtaignes pulvérisées et privées de leur écorce; on agite le mélange de temps en temps, et on décante la liqueur; on remet une nouvelle quantité d'eau sur la poudre, et on recommence la même opération après avoir décanté le liquide; le résidu est presque entièrement formé de fécule; les trois dissolutions contiennent le sucre et le mucilage; on les fait chauffer séparément jusqu'à ce qu'elles marquent 38 degrés à l'aréomètre de Baumé, et on les met dans une étuve; au bout de quelques jours, elles cristallisent; la première dissolution, plus sucrée et moins mucilagineuse que les deux autres, cristallise plus facilement. On met les cristaux, qui sont plus ou moins pâteux, dans des toiles serrées; on les presse; la majeure partie du mucilage s'écoule par les trous, tandis que la cassonade reste dans la toile : cette cassonade, assez belle, très-sucrée, conserve une légère saveur de châtaigne.

Les châtaignes paraissent pouvoir fournir jusqu'à 14 pour 100 de sucre; mais comme le fruit se trouve à peine en quantité suffisante pour la nourriture des habitants des pays où on le récolte, que conséquemment il est d'un prix toujours très-élevé, que, d'un autre côté, il faut un grand nombre d'années pour que l'arbre qui le produit soit en rapport, et que le mode d'extraction du sucre qu'il renferme est assez coûteux, on doit conclure que sa vente n'entrera jamais en concurrence avec celle du sucre de canne et de betterave.

Extraction du sucre de fécule, de ligneux, de chiffons, de miel, et de l'urine des diabétiques (glucose).

Sucre de fécule. — On transforme la fécule en sucre au moyen de l'acide sulfurique. Je crois, avant d'indiquer les détails de cette opération, devoir décrire les appareils; comme l'acide sulfurique exerce une action corrodante ou dissolvante sur les métaux avec lesquels on construit ordinairement les chaudières, surtout à l'aide de la chaleur et avec le contact de l'air, il a fallu nécessairement, pour opérer en grand, imaginer des appareils qui fussent à l'abri de l'action dont je viens de parler, et qui exigeassent pour leur construction une mise de fonds peu considérable.

Si, par exemple, l'on se proposait de ne travailler que sur 50 kilogrammes de fécule à la fois, une fontaine de grès de la contenance de quatre à cinq voies d'eau serait suffisante; mais si, comme cela est plus avantageux, on veut opérer sur plusieurs centaines de kilogrammes de fécule, et même sur des milliers à la fois, on ne peut employer à cet effet qu'une cuve en bois. Comme la saccharification de la fécule ne s'exécute bien et promptement qu'à la faveur d'une ébullition vive et continuée pendant plusieurs heures, et que les douves de la cuve, quelque épaisseur qu'elles aient, se voilent promptement, et ne tardent pas à être ramollies par l'effet réuni de l'eau bouillante et de l'acide sulfurique, bien que celui-ci soit très-dilué, il est indispensable de doubler l'intérieur de cette cuve avec du plomb laminé, de l'épaisseur d'une ligne; par ce moyen, elle n'est exposée à aucune fuite, et on a l'avantage de pouvoir employer à la construction de la cuve des planches ordinaires, de quelque bois qu'elles soient.

La forme de cette cuve n'est point indifférente, l'expérience a appris que la forme d'un cône tronqué était préférable à toutes les autres; quelle que soit la dimension qu'on lui donne, le plus grand diamètre doit être

en haut; le plus petit, celui du fond, en bas, ne doit pas avoir au delà de 80 à 90 centimètres.

C'est dans cette cuve que la fécule est transformée en sucre; l'ébullition y est produite par un courant rapide et non interrompu de vapeur, que l'on y amène, jusqu'au fond, à l'aide d'un tube en plomb, divisé à son extrémité en trois branches, percées de chaque côté de petits trous de 2 millimètres de diamètre; c'est par ces ouvertures que sort la vapeur, qui vient ensuite balayer et repousser dans la masse de la liqueur toutes les parties qui tendraient à se déposer au fond de la cuve.

La vapeur nécessaire pour cette opération est produite par un bouilleur suffisamment grand pour subvenir à plusieurs besoins à la fois; elle doit avoir une tension au moins de deux atmosphères, et pouvoir être amenée à volonté et en proportions déterminées, à l'aide d'un robinet que l'on ouvre plus ou moins, et qui sert à la supprimer quand la saccharification est terminée.

Procédé. On commence par verser dans la cuve 30 parties d'eau, la plus limpide et la meilleure que l'on puisse se procurer (j'entends par là la moins saline); on y ajoute immédiatement 1 partie d'acide sulfurique concentré du commerce, et on fait arriver la vapeur dans le liquide, qui est rapidement porté à l'ébullition; pendant ce temps, un ouvrier délaie rapidement et le plus exactement possible 100 parties de fécule dans 100 parties d'eau, et pour cela il se sert d'une auge placée un peu au-dessus de la cuve à saccharifier et convenablement disposée pour manœuvrer facilement; dès que la fécule est réduite en bouillie, et que le mélange de l'eau et de l'acide est en pleine ébullition, à l'aide d'une ouverture que l'ouvrier débouche, il fait écouler graduellement dans la cuve l'amidon délayé, et pendant ce temps il fournit le plus de vapeur possible; l'amidon délayé, en tombant dans la liqueur bouillante, se prend bientôt en une masse pâteuse, consistante, qui se résout promptement en un liquide blanchâtre qui acquiert de plus en plus de la transparence. A dater du moment où toute la masse est en ébullition, il faut continuer celle-ci pendant six heures consécutives et sans ralentissement; comme cette ébullition doit être toujours très-vive, il est nécessaire, pour éviter les pertes, de laisser dans la cuve un espace vide suffisant pour permettre au bouillon de se développer à la surface de la liqueur sans en projeter au dehors; et comme il faut, autant que possible, éviter la condensation de la vapeur qui traverse la liqueur et la fait bouillir, la cuve doit être exactement couverte par un corps non conducteur : ainsi on la ferme avec un faux fond, qui ne laisse qu'un

passage au tube qui apporte la vapeur ; ce tube est percé d'un trou par où cette vapeur s'échappe ; elle est ensuite portée au dehors de l'atelier, dans l'intérieur d'une cheminée; il est d'autant plus important de porter cette vapeur au dehors de l'atelier, qu'elle répand, surtout pendant les deux premières heures que dure la saccharification, une odeur de punaise et de couleuvre très-désagréable, odeur qui est un produit de l'évaporation de l'huile essentielle contenue dans la pomme de terre.

L'expérience a appris qu'il fallait six heures d'ébullition vive pour saccharifier le plus complétement possible la fécule ; si l'on fait bouillir moins longtemps, ainsi que quelques fabricants le font, on obtient un beau sirop, mais il contient beaucoup de matière gommeuse, et il est beaucoup moins sucré que celui qui a été préparé par une plus longue ébullition : au surplus, on a un moyen de s'assurer que l'amidon est entièrement converti en sucre, et qu'il ne contient plus de matière gommeuse, en prenant une petite quantité de la liqueur sur une assiette, en y ajoutant quelques gouttes de solution d'iode, qui ne doit produire aucune coloration bleue ou violette.

La saccharification de l'amidon étant complète, on procède immédiatement à la saturation de l'acide sulfurique qui l'a déterminée : pour cela, on suspend presque complétement l'ébullition en fermant plus ou moins le robinet qui donne passage à la vapeur, et on verse dans la liqueur, par très-petites portions à la fois, une bouillie faite avec de la craie délayée dans un peu d'eau ; à chaque addition de cette bouillie, il se produit une vive effervescence qui s'affaisse graduellement et disparaît; c'est pour ce motif qu'il est nécessaire de ne verser la bouillie que par petites fractions à la fois. On reconnaît que l'acide sulfurique est complétement saturé, quand la liqueur n'a plus d'action sur le tournesol, et qu'une dernière addition de craie ne produit plus d'effervescence, bien qu'on ait augmenté l'ébullition en donnant à la liqueur une grande quantité de vapeur.

A l'aide d'une soupape, on fait écouler toute la liqueur dans une cuve cylindrique très-élevée ; on passe de l'eau dans la cuve à saccharifier, et on procède à une seconde saccharification, et ainsi successivement à d'autres. Par le repos de quelques heures, la liqueur saturée s'éclaircit, et laisse déposer une matière blanche, composée de sulfate de chaux et des téguments de la fécule; on soutire le liquide à l'aide d'un robinet placé à quelques pouces du fond de la cuve, et on procède de suite à son évaporation ; le dépôt est mis dans des sacs pour égoutter, et la liqueur est ajoutée à celle que l'on évapore.

L'évaporation doit être poussée le plus vivement possible, et lorsque la

liqueur a acquis 20 degrés environ au pèse-sirop, elle se trouble ; en effet, il se précipite du sulfate de chaux qui était tenu en dissolution ; à 28 ou 29 degrés de densité au même instrument, il ne s'en précipite plus : alors, lorsque le sirop est destiné à la brasserie, on le fait écouler dans un réservoir élevé et de forme cylindrique, où, par un refroidissement lent, il se dépouille presque complétement du sulfate de chaux qu'il tenait en suspension ; mais si on veut l'obtenir parfaitement transparent pour l'employer comme matière sucrée, on lui fait subir une clarification au moyen de l'albumine : à cet effet, on délaie exactement, au moyen d'un fouet en osier, trois œufs par 50 kilogrammes de sirop ; on porte le mélange à l'ébullition, on écume, et on filtre à travers un blanchet.

Le sirop ainsi préparé est d'une couleur à peine ambrée, d'une limpidité parfaite, et jouit d'une saveur franchement et très-fortement sucrée, quoique conservant un arrière-goût amer.

Pour amener le sirop de fécule à l'état de sucre concret, il faut porter sa cuisson de 35 à 36 degrés du pèse-sirop, et l'abandonner à lui-même dans un lieu sec et frais ; il se concrète en quelques jours sous forme de petits cristaux, qu'on ne peut obtenir en masses compactes et solides qu'en l'exprimant graduellement et fortement, après l'avoir introduit dans des sacs de toile, pour en séparer une portion de sirop qui finit même par se concréter avec le temps.

Si on filtre le sirop de fécule avant sa cuisson et après sa clarification sur le charbon animal, au moyen du filtre imaginé par M. Dumont, on obtient un sirop presque aussi incolore que l'eau distillée ; cette décoloration est la seule qualité que cette opération, qui est assez dispendieuse, procure au produit : on peut très-bien s'en passer dans toutes les circonstances où on l'emploie.

Depuis les beaux travaux de M. Biot et de MM. Payen et Persoz, on a proposé de saccharifier la fécule au moyen de la *diastase* (voy. ce mot) ; on obtient par son emploi une matière sucrée, supérieure en qualité à celle qui est produite par l'acide sulfurique ; on en a fabriqué des quantités considérables, qui ont été débitées dans le commerce sous le nom de sirop de *dextrine ;* mais l'usage de ce sirop n'a pas tardé à faire connaître que, tout incolore qu'il était, il sucrait beaucoup moins que celui qui était fait avec l'acide sulfurique : les recherches chimiques, d'ailleurs, ont prouvé qu'il contenait, quoi que l'on fît, une énorme proportion de matière gommeuse (45 pour 100). Comme l'emploi du sirop ainsi préparé a inspiré de la sécurité à une certaine classe de consommateurs, qui avaient jusqu'alors, par crainte, refusé de faire usage

du sirop fait avec l'acide sulfurique, et que, par ces motifs, son débit a pris une sorte de faveur, on vend encore du sirop dit de *dextrine ;* mais il est plus que probable que ce n'est pas du sirop de diastase, mais bien du sirop préparé avec l'acide sulfurique, car il contient autant de sulfate de chaux que ce dernier, et il est deux fois aussi sucré que celui que l'on avait d'abord obtenu avec la fécule et la diastase, ou l'orge germée (Barruel).

Sucre de ligneux. — En faisant bouillir du ligneux (cellulose) avec deux fois son poids d'acide sulfurique, on transforme en glucose la dextrine qui s'était produite.

Sucre de chiffons. — On prépare cette variété de glucose en ajoutant par petites portions 17 parties d'acide sulfurique concentré sur 12 parties de chiffons en petits morceaux ; le mélange ayant été abandonné à lui-même pendant deux jours, on le traite par une grande quantité d'eau, puis on fait bouillir pendant huit ou dix heures ; on sature par du carbonate de chaux (craie), on filtre, on évapore jusqu'en consistance sirupeuse, et on laisse cristalliser.

Sucre de miel. — Il suffit de traiter le miel par de l'alcool froid pour dissoudre une matière sirupeuse et cristallisable qu'il renferme ; le glucose reste, et peut être purifié en le faisant cristalliser plusieurs fois dans de l'alcool aqueux.

Sucre de diabète. — Ainsi que je l'ai déjà dit, ce sucre, tout à fait analogue à celui de fécule, est produit dans la singulière maladie connue sous le nom de diabète sucré. Les individus atteints de cette affection rendent quelquefois jusqu'à 18 litres d'urine par vingt-quatre heures, et chaque litre contient souvent jusqu'à 85 grammes de glucose.

On l'extrait facilement de l'urine, qui est en général limpide, presque incolore, neutre au papier de tournesol, et fort peu chargée des matières neutres ou salines qui existent habituellement dans l'urine normale, à l'exception cependant du sel marin. On évapore doucement cette urine au bain-marie jusqu'en consistance de sirop ; on l'abandonne ensuite à elle-même pendant quelques jours ; elle ne tarde pas à se prendre en une masse cristalline jaune, que l'on traite par de l'alcool à 94 centièmes bouillant. On décolore cette dissolution alcoolique de glucose par du charbon animal, on filtre et on évapore jusqu'en consistance sirupeuse ; le glucose cristallise en mamelons, et il ne s'agit plus que de le purifier par des cristallisations réitérées. Si l'urine était chargée de mucus, il faudrait l'en débarrasser en y versant un peu de sous-acétate de plomb, qui, en produisant avec lui une combinaison insoluble, le précipiterait ; il suffirait alors de filtrer pour obtenir une liqueur limpide.

L'urine des diabétiques est tellement abondante et chargée de sucre, qu'il n'est pas rare de trouver des malades qui puissent fournir 2 kilogrammes de sucre dans un jour (Péligot).

IIIe ESPÈCE. — Sucre des fruits acides. $H^{12}C^{12}O^{12}$.

On trouve ce sucre dans les *raisins,* les groseilles, les cerises, les prunes, etc., ainsi que dans la séve ascendante du bouleau et dans la séve descendante de l'érable. Il est incristallisable, et offre l'apparence de la gomme; il est très-déliquescent, très-soluble dans l'eau, et même dans l'alcool à 33 degrés; il est insoluble dans l'alcool absolu; sous l'influence des ferments, il fermente immédiatement, et fournit de l'alcool et de l'acide carbonique. La dissolution aqueuse et sirupeuse du sucre des fruits acides, abandonnée pendant longtemps à elle-même, laisse déposer des petits grains cristallins de glucose, $H^{14}C^{12}O^{14}$; on voit que, comparé au sucre de fruits, ces grains renferment en plus 2 équivalents d'eau; ce simple changement de composition suffit pour donner à ces deux corps des propriétés différentes: ainsi la dissolution du sucre de fruits dévie le plan de polarisation *vers la gauche,* la dissolution des grains cristallins le dévie vers la droite.

Préparation. On exprime le suc des fruits; on sature les acides par du carbonate de chaux (craie); on fait bouillir le suc avec du blanc d'œuf qui, en se coagulant, entraîne avec lui des matières mucilagineuses, etc.; on filtre, et, par une évaporation ménagée, on obtient le sucre des fruits ayant une apparence gommeuse.

Préparation du sucre de raisin. — Le suc de raisin est formé d'eau, de sucre, d'une matière analogue au ferment, de bitartrate de potasse, de tartrate de chaux, de quelques sels, etc. On commence par saturer l'excès d'acide tartrique avec du marbre ou de la craie en poudre (carbonate de chaux); on agite; lorsqu'il n'y a plus d'effervescence, on laisse reposer la liqueur, on la décante, et on la traite par du sang ou des blancs d'œufs, comme je viens de le dire; on fait évaporer le liquide jusqu'à ce qu'il marque 35 degrés bouillant à l'aréomètre, puis on le laisse refroidir et cristalliser.

Sirop de raisin. — On le prépare comme le sucre.

IVe ESPÈCE. — Sucre de seigle ergoté.

La variété décrite sous le nom de *sucre de champignon* par M. Braconnot paraît n'être que de la mannite, et non un véritable sucre; tan-

dis que Wiggers a obtenu, en traitant l'extrait alcoolique de *seigle ergoté* par l'eau chaude, une liqueur *sucrée* qui, évaporée en consistance de sirop, dépose des prismes quadrangulaires à base rhomboïde, terminés par un sommet dièdre, incolores, solubles dans l'eau et dans l'alcool, lesquels, en contact avec la levure de bière, entrent en fermentation.

D'après l'analyse de MM. Pelouze et Liebig, la composition de ce sucre est exprimée par $H^{13} C^{12} O^{13}$.

Ve ESPÈCE. — SUCRE LIQUIDE. $H^{12}C^{12}O^{12}$.

Le sucre liquide existe presque toujours dans les végétaux conjointement avec les autres espèces; il constitue la partie liquide des différents miels et la presque totalité des *mélasses*; on peut, d'après M. Mitscherlich, transformer en sucre liquide le sucre de canne et le glucose, en les soumettant à l'influence des acides. Il est incristallisable, très-soluble dans l'alcool, et dévie à *gauche* la lumière polarisée.

Les *mélasses* des colonies renferment en général 45 pour 100 de sucre de canne et 22 pour 100 de glucose; on peut les faire fermenter, et l'on obtient 1200 litres d'alcool à 93 degrés, en agissant sur 2,500 kilogrammes de mélasse; pour cela on les étend de dix fois leur poids d'eau, on les sature par l'acide sulfurique, on fait chauffer jusqu'à 25° c., puis on y ajoute de la levure de bière. Le résidu provenant des mélasses fermentées est très-riche en alcali, puisqu'il renferme 45 pour 100 de carbonate de potasse et 34 pour 100 de carbonate de soude. On emploie les mélasses pour nourrir les bestiaux, pour préparer les eaux-de-vie, des alcools et des vinaigres. On les obtient, comme je l'ai déjà dit, dans la fabrication du sucre de canne et de betterave.

Des moyens propres à déterminer les proportions de sucre de canne et de glucose contenus dans un suc sucré.

On a proposé plusieurs procédés soit pour distinguer le sucre de canne du glucose, soit pour déterminer dans quelle proportion chacun de ces sucres entre dans un liquide sucré; je me bornerai à décrire ceux de M. Barreswil et de M. Clerget. Ce dernier a pour base l'action des dissolutions saccharines sur la lumière polarisée, d'après les travaux remarquables de M. Biot.

Procédé de M. Barreswil. J'ai déjà dit (voy. p. 48) que le tartrate de bioxyde de cuivre dissous dans la potasse était décomposé, d'après Frommherz, par le *glucose*, et que le bioxyde de cuivre était ramené

à l'état de protoxyde de cuivre rouge qui se précipitait, et j'ai fait remarquer que le *sucre de canne* ne produisait pas le même phénomène; on sait, d'un autre côté, que le sucre de canne est converti en glucose par les acides minéraux. Partant de ces deux faits, M. Barreswil commence par préparer une dissolution de tartrate de bioxyde de cuivre dans la potasse, à laquelle il donne le nom de liqueur *saccharimétrique;* pour cela, on fait dissoudre à la température de l'ébullition 50 grammes de bitartrate de potasse (crème de tartre) et 40 grammes de carbonate de soude dans un tiers de litre d'eau; on fait bouillir cette dissolution avec 30 grammes de sulfate de bioxyde de cuivre cristallisé et en poudre fine; dès que la dissolution que l'on vient d'opérer est refroidie, on la mêle avec 40 grammes de potasse pure dissoute dans un quart de litre d'eau, et l'on ajoute assez de ce dernier liquide pour avoir un litre de liqueur; on fait bouillir de nouveau. La liqueur saccharimétrique, renfermée dans un vase violet, se conserve très-bien dans un lieu obscur.

S'il s'agit de *distinguer* le glucose ou le sucre des fruits du sucre de canne, on se borne à verser la liqueur saccharimétrique dans la dissolution de sucre, et à chauffer; le glucose donne du protoxyde de cuivre sous forme d'un nuage jaune ou d'un précipité rouge, suivant que la dissolution en contient plus ou moins; la dissolution de sucre de canne ne produit rien de semblable : deux ou trois centimètres d'une liqueur contenant par litre des traces de glucose suffisent pour déceler sa présence. Si, au lieu de chauffer le sucre de canne pendant quelques secondes, on le faisait bouillir pendant deux minutes environ, on obtiendrait un précipité jaune verdâtre qui pourrait induire en erreur les personner peu expérimentées; en sorte que, pour bien distinguer les deux sucres par le procédé de M. Barreswil, il faut tout au plus faire bouillir les liqueurs pendant quinze à vingt secondes. On peut également démontrer par ce moyen l'existence du glucose daus l'*urine des diabétiques;* toutefois, comme l'acide urique qui fait partie de cette urine réduit aussi le bioxyde de cuivre et le transforme en protoxyde, il faut de toute nécessité séparer cet acide de l'urine, avant de la soumettre à l'action de la liqueur *saccharimétrique;* on y parvient facilement en précipitant l'acide urique par le sous-acétate de plomb et en filtrant; l'urine filtrée est ensuite traitée par de l'acide sulfurique ou par un sulfate soluble, afin de la débarrasser de l'excès du sous-acétate de plomb employé.

Lorsqu'on veut savoir combien un mélange dissous des deux sucres contient de *sucre de canne,* on commence par déterminer, à l'aide de la liqueur *saccharimétrique,* quelle est la quantité de glucose contenue dans 100 parties du mélange; supposons qu'elle soit de 50 : alors on fait

bouillir pendant une ou deux minutes 100 parties du mélange avec $1/_{40}$ de son volume d'acide chlorhydrique, qui transforme tout le sucre de canne en glucose, et l'on verse dans la dissolution la liqueur *saccharimétrique ;* nécessairement la quantité de glucose sera plus abondante, puisqu'elle se composera de celui qui existait primitivement dans le mélange et de celui qui s'est formé par l'action de l'acide chlorhydrique; admettons qu'on la trouve égale à 80, il est évident qu'en retranchant de ce nombre les 50 parties de *glucose* contenues dans le sucre, il en restera 30 parties pour le sucre de canne transformé. Maintenant on peut savoir, par des essais faits antérieurement, quelle est la quantité de sucre de canne qu'il a fallu employer pour le faire passer à l'état de glucose, en le faisant bouillir avec de l'acide chlorhydrique.

On pourrait également employer la potasse pour distinguer le sucre de canne du glucose; en effet, ce dernier *brunit* quand on le fait bouillir pendant deux minutes environ avec une dissolution de glucose, et il se colore sensiblement en jaune verdâtre si on le fait seulement bouillir pendant quelques secondes; le sucre de canne, au contraire, se colore tout au plus en jaune très-clair lorsqu'on le fait bouillir pendant deux minutes, et ne change pas de couleur si l'ébullition n'est pas prolongée au delà de quelques secondes. En comparant ce procédé à celui de M. Barreswil, on peut se convaincre qu'il est aussi sûr et aussi sensible que l'autre; mais celui de M. Barreswil donne des résultats tellement nets et tellement saillants, qu'il doit être préféré.

Procédé de M. Clerget (*saccharimétrie optique ,* voy. p. 34).

DE L'AMIDON. $H^9C^{12}O^9,HO$.

L'*amidon* est un principe immédiat lié intimement à l'organisation du végétal qui le produit; car on le trouve dans les racines, les tiges, les fruits des végétaux. Les pommes de terre, les racines d'arum, de bryone, de jatropha, d'orchis, de panais, etc., toutes les graines des céréales, la graine de betteraves et du *chenopodium quinoa,* les palmiers, les marrons, les châtaignes, les fèves, les lentilles, les haricots, les pois, le maïs, etc., en contiennent des proportions en général considérables. L'*amidon des pommes de terre* est ordinairement appelé *fécule de pommes de terre.*

Quoique l'amidon ne présente pas toujours le même aspect, on peut dire qu'il est en général sous forme de grains plus ou moins gros, comme cristallins, offrant une configuration qui varie, selon la source d'où il provient, d'un blanc éclatant, insipides, inodores, craquant sous les doigts.

L'amidon séché dans le vide et chauffé à 200° c. acquiert une couleur ambrée sans perdre de son poids, et se trouve changé, lui qui n'est pas soluble dans l'eau froide, en *dextrine* très-soluble dans ce liquide à la température ordinaire, et ayant la même composition que l'amidon. Si on agit avec de l'amidon qui n'a pas été desséché dans un tube hermétiquement fermé qui s'oppose à l'évaporation de l'eau, cette transformation a lieu à 170°, et même à une température inférieure. Au reste, la quantité d'eau contenue dans l'amidon varie suivant la manière dont il a été desséché : ainsi

L'amidon	anhydre combiné avec le protoxyde de plomb	$H^9C^{12}O^9$
—	desséché entre 100° et 140° c. (vide sec). . .	$H^9C^{12}O^9$, HO
—	desséché à 20° (vide sec).	$H^9C^{12}O^9$, 3HO
—	desséché à l'air (20° hygrom. 0, 6).	$H^9C^{12}O^9$, 5HO
—	séché à l'air saturé d'humidité.	$H^9C^{12}O^9$,11HO
—	égoutté le plus possible.	$H^9C^{12}O^9$,16HO

Ce dernier contient environ 45 pour 100 d'eau ; celui qui a été desséché à l'air saturé d'humidité en renferme 35 pour 100, et celui qui est conservé dans des magasins secs, 18 pour 100.

L'amidon chauffé à une température plus élevée se liquéfie, noircit, et donne tous les produits que fournissent les principes immédiats non azotés, en laissant un charbon luisant et très-léger (voy. p. 4).

L'air sec n'exerce aucune action sur l'amidon ; il absorbe au contraire de l'eau sans en être mouillé à l'extérieur, s'il est en contact avec l'air humide.

L'action de l'*eau* sur l'amidon a été la source d'expériences nombreuses sur lesquelles ont été fondées les diverses hypothèses des naturalistes relativement à l'*organisation* et à la *composition de ce corps :* en effet, l'amidon est insoluble dans l'eau froide ; mais si l'on en broie sous l'eau une petite quantité pendant quelque temps dans un mortier, et que l'on filtre, la liqueur limpide, contiendra une portion d'amidon assez considérable et facilement reconnaissable à la coloration bleue que lui donne l'iode (voy. p. 75) ; si, au lieu d'employer de l'eau froide, on porte peu à peu la liqueur à l'ébullition, bientôt les grains d'amidon disparaissent, et la fluidité de l'eau est remplacée par une masse mucilagineuse, épaisse et tremblotante, connue sous le nom d'*empois* (1).

---

(1) L'eau à 70° dissout l'amidon, si celui-ci a été imprégné de diastase (Jacquelain, *Ann. de chim.*, 1843).

D'après ces faits, les *grains d'amidon* furent considérés, d'abord en 1716 par Leewenhoeck, par M. Raspail en 1825, et ensuite par tous les chimistes, comme de petits sacs formés d'une enveloppe ou tégument insoluble dans l'eau, qui reçut le nom d'*amidon tégumentaire* ou *insosoluble,* et d'une matière soluble appelée à son tour *amidon soluble, amidine* et *amidone,* selon les propriétés que les recherches des chimistes assignèrent à cette substance soluble; dans cette manière de voir, les grains ainsi formés n'éprouvaient aucune action de la part de l'eau froide, le tégument y étant insoluble; mais venait-on à élever la température, ces grains se gonflaient, l'enveloppe crevait et laissait échapper toute la matière soluble; ces résultats étaient confirmés jusqu'à un certain point par l'espèce de déchirement que le frottement du pilon faisait éprouver au tégument, qui laissait alors échapper la matière intérieure que l'on retrouve après la filtration dans la liqueur. Ces explications ont été abandonnées depuis les recherches de MM. Payen et Jacquelain; il est démontré aujourd'hui que l'empois n'est qu'une dissolution apparente des grains d'amidon, qu'il n'est point produit par le gonflement qu'éprouve chacun des grains, qui, ainsi distendus et gonflés, se confondent en une même masse, et qu'en outre les diverses configurations que présente l'amidon, selon la source où il est puisé, ne sont que le résultat de l'organisation du végétal d'où on l'extrait; que chaque grain est formé lui-même de petits granules d'un diamètre de $^2/_{1000}$ de millimètres environ, liés entre eux par une matière azotée analogue à l'albumine; en effet, si, comme l'a fait M. Jacquelain, on expose dans la marmite de Papin 1 partie d'amidon de pommes de terre et 5 d'eau, pendant deux heures, à une température de 150°, la liqueur devient limpide; si on la filtre, on voit bientôt, par le refroidissement de cette dissolution, une matière blanche, opaque et pulvérulente, se déposer, tandis que la matière azotée reste sur le filtre sous forme de longs filaments, sans aucune organisation apparente; le dépôt blanc est formé par les petits granules d'amidon, qui, désagrégés par la haute température à laquelle il a été soumis, se précipitent par le refroidissement; solubles vers 70°, et d'autant plus que la température s'élève davantage, ces granules deviennent au contraire insolubles à un degré inférieur, si bien qu'à 12° ils sont à peine solubles dans l'eau. — Ces globules, vus au microscope, se présentent sous forme de corps parfaitement *circulaires* ou même *sphériques,* d'un diamètre de $^2/_{1000}$ de millimètre; desséchés, ils ont la blancheur de l'amidon, sans en partager l'éclat; ils sont plus denses que l'eau et se précipitent de ce liquide

presque aussi vite que l'amidon; d'où il suit que l'empois ne peut être constitué que par le gonflement que subissent les granules d'amidon agrégés par la matière azotée, car si la proportion d'eau employée pour obtenir cet empois est de quinze fois environ celui de l'amidon, la dissolution obtenue à chaud ne précipite pas par le refroidissement. Quoique cette dissolution puisse filtrer claire et saturée d'amidon, il est cependant facile de démontrer que celui-ci y existe à l'état de suspension; en effet, si l'on soumet à la congélation une dissolution d'amidon, et qu'on l'expose ensuite à une température au-dessus de zéro, il reste une matière membraneuse, comme feutrée, occupant le volume de la liqueur, et d'où il est facile, par un moyen mécanique, de séparer les granules et la matière azotée tégumentaire. On peut encore démontrer de la manière suivante que ce corps n'est que suspendu dans l'eau: l'amidon ayant la propriété de prendre une couleur bleue par le contact d'une dissolution d'iode, si l'on vient à colorer de cette manière un *solutum* d'amidon, et qu'on le jette sur un filtre, la dissolution passera colorée, car les granules assez divisés filtreront à travers les pores du papier; mais il n'en est plus de même lorsque la propriété dissolvante de l'eau est changée par l'addition d'un sel neutre quelconque, comme le chlorure de sodium ou de calcium; alors le réseau membraniforme d'amidon bleu se sépare de l'eau, reste sur le filtre, et la liqueur passe incolore.

De ces faits, on peut conclure que les divers amidons que l'on extrait des végétaux sont produits par l'accolement d'un nombre plus ou moins grand de granules réunis par une matière azotée; que la forme de ces grains complexes dépend du végétal et de l'organe qui les porte; mais que toutes ces variétés peuvent, étant soumises aux mêmes influences, fournir des granules qui possèdent constamment les mêmes propriétés et la même grosseur. Ces faits seront d'autant plus frappants, que, si l'on parcourt l'échelle des diverses grosseurs que présentent les variétés d'amidon, on verra qu'en comparant entre elles les dimensions de ces grains, on arrive à l'amidon du *chenopodium chinoa,* dont le diamètre est exactement celui des granules de l'amidon des céréales; et tandis que tous les amidons plus gros que celui-là pourront, par une chaleur de 150°, se dédoubler en granules et en matière azotée, celui de *chenopodium chinoa* restera intact, comme représentant l'unité d'où seraient partis tous les autres.

Le tableau suivant offrira un exemple de ce rapprochement.

Dimensions des grains d'amidon, en millièmes de millimètres.

Pommes de terre de Rohan.	185	Gros pois.	50
Racine de colombo.	180	Blé.	50
Arrow-root.	140	Patates.	45
Pommes de terre diverses.	140	Salep.	45
Oxalis crenata.	115	Maïs.	30
Sagou.	70	Racine de panais.	7,5
Fèves.	75	Graines de betterave.	4
Lentilles.	67	— de chenopodium chinoa.	2
Haricots.	63	Granules de fécule.	2

La planche 3 représente au contraire la configuration des grains de uelques amidons, qui tous varient, comme on le voit, selon le végétal ui les produit : c'est ainsi que la *fécule de pommes de terre* offre quelque essemblance avec la surface d'une coquille d'huître; tandis que les rains d'amidon du maïs et du blé offrent au contraire des grains éprimés sur les côtés, de manière à en faire une sorte de polyèdre. Ces izarres configurations proviennent sans doute du mode d'accroissement e ces grains d'amidon; car en considérant l'enveloppe externe comme n sac au milieu duquel les grains pourront prendre leur nourriture par espèce d'ombilic ou de hile dont chaque grain est muni, à mesure que es granules se multiplieront ou qu'ils augmenteront de volume, ils resseront leur enveloppe avec d'autant plus de force que l'accroisse-nement sera plus grand; quelquefois même cette enveloppe crèvera, omme on le remarque très-souvent dans le blé et le maïs, et, selon que es grains seront gênés plus ou moins les uns contre les autres, par uite du développement des granules, ils pourront être déprimés sur les ôtés, et offrir la forme polyédrique que j'ai déjà signalée.

Lorsqu'on abandonne à lui-même pendant longtemps de l'empois au ontact de l'air, peu à peu il devient acide, et l'amidon se transforme resque en totalité en glucose et en dextrine, en même temps qu'il se égage de l'acide carbonique, du gaz hydrogène, et un peu d'ammo-iaque.

Si, au lieu d'opérer à froid, on fait bouillir pendant plusieurs heures le l'empois, surtout sous l'influence d'une pression assez considé-able, la même transformation a lieu, mais plus rapidement; cependant ci il ne paraît pas se dégager de gaz.

L'alcool précipite l'amidon de ses dissolutions aqueuses, sans en lissoudre.

L'iode agit sur l'amidon d'une manière tout à fait caractéristique, en

le colorant en un bleu d'une fort belle teinte (voy. t. I, p. 73). Les granules sont colorés par l'iode, de même que les grains d'amidon; tandis que la matière azotée n'offre qu'une teinte jaunâtre, par l'action de ce réactif. L'amidon *iodé*, suspendu dans l'eau, est *décoloré* sous l'influence de la lumière solaire; l'eau est décomposée, et il se forme de l'acide iodhydrique et de l'acide iodique; en ajoutant quelques gouttes de chlore, le premier de ces acides est décomposé, et l'iode, mis à nu, en se combinant avec l'amidon, fait reparaître la couleur bleue. Les alcalis *décolorent* également l'amidon iodé, parce qu'ils s'unissent à l'iode; si l'on ajoute un acide pour s'emparer de l'alcali, la couleur bleue reparaît.

Le *chlore* et les *chlorures* d'oxydes exercent sur l'amidon une action bien remarquable : si l'on dirige un courant de chlore à travers une dissolution d'amidon, ou si l'on fait bouillir avec elle une dissolution d'un chlorure d'oxyde, l'eau est décomposée; le chlore s'empare de l'hydrogène, forme de l'acide chlorhydrique, tandis que l'oxygène se porte sur le charbon, qu'il fait passer à l'état d'acide carbonique, de manière que tout disparaît au bout de quelques instants.

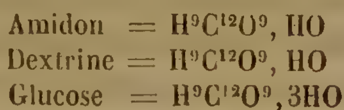
Les acides, en général, possèdent tous la propriété, quand on les fait réagir dans un certain état de dilution, à la température de 100° c., sur l'amidon, de le convertir en dextrine d'abord (voy. p. 77 et 80), puis en glucose. Traité par six fois son poids d'acide *azotique*, de moyenne concentration, l'amidon est transformé en acides oxalique et carbonique; tandis que si l'on projette de l'amidon dans cet acide *monohydraté*, on obtient une liqueur claire d'où l'eau précipite une substance blanche, insipide, inodore, azotée, qui porte le nom de *xyloïdine :* cette substance, à la température de 180° c., brûle vivement, en fusant et sans laisser de résidu; on peut la considérer comme un azotate d'amidon (un équivalent d'amidon et un d'acide), et admettre que l'amidon a échangé une certaine quantité d'eau contre les éléments de l'acide azotique. Si, au lieu d'ajouter de l'eau à la dissolution d'amidon dans l'acide azotique *monohydraté*, on abandonne celle-ci à elle-même, elle cesse de se troubler par l'eau, et la *xyloïdine* qu'elle renferme se transforme en un acide *non azoté* déliquescent, qui disparaît lui-même au bout de quelques semaines, pour faire place à de l'acide oxalique, lequel se dépose sous forme de beaux prismes incolores; l'eau mère qui surnage ces cristaux renferme une quantité considérable d'acide hypoazotique (Pelouze).

L'acide chlorhydrique dissout à froid l'amidon, sans lui donner la moindre coloration.

L'acide *acétique* n'agit pas sur l'amidon.

L'acide sulfurique présente avec l'amidon une suite de réactions fort importantes. Si l'on broie de l'amidon dans un mortier avec un excès de cet acide, on obtient un composé mucilagineux dans lequel l'amidon a disparu ; ce corps est soluble dans l'eau, à froid. Si l'on sature l'excès d'acide sulfurique par de la craie, du carbonate de plomb ou de baryte, on obtient un sel soluble, dont l'acide, formé de matière végétale et d'acide sulfurique, a été désigné par Braconnot sous le nom d'acide *végéto-sulfurique* = $H^{18}C^{18}O^{18}, 2SO^3$.

Si, au lieu d'agir à froid et avec ces proportions, on porte à l'ébullition un mélange de 100 parties d'amidon, de 400 d'eau, et de deux d'acide sulfurique, l'amidon disparaît encore, et donne, après quelques heures, un produit qui, séparé par la craie de l'acide sulfurique, offre l'aspect et toutes les propriétés de la gomme ; ce produit est connu sous le nom de *dextrine*. Si l'on prolonge l'ébullition du mélange d'amidon, d'acide et d'eau, jusqu'à ce que, par l'addition d'une dissolution d'acide, l'on n'obtienne plus de coloration, et si, à cette époque, on sature l'acide au moyen de la craie, on obtient une liqueur sucrée, ne renfermant plus que du *glucose* (voy. p. 46). Cette action remarquable de l'acide sulfurique sur l'amidon fut observée pour la première fois par Kirchoff, chimiste russe ; en comparant la composition de l'amidon à celle du glucose, on voit que de l'eau formée aux dépens des éléments de l'amidon établit la différence qui existe entre lui et le glucose. M. Guérin a trouvé que le poids du glucose produit était à celui de l'amidon :: 110 : 100.


Amidon $= H^9C^{12}O^9, HO$
Dextrine $= H^9C^{12}O^9, HO$
Glucose $= H^9C^{12}O^9, 3HO$

Les acides ne sont pas les seuls corps qui puissent transformer l'amidon en dextrine et en glucose ; car il existe un principe immédiat, la diastase (voy. ce mot), développé par la germination de certaines graines et de plusieurs tubercules, qui, mis en contact avec l'amidon, produit les mêmes phénomènes, et avec une énergie plus considérable.

La potasse et la soude forment, avec l'amidon, des composés solubles dans l'eau ; si l'on verse dans ces dissolutions des sels de baryte ou de chaux dissous, on obtient des précipités blancs composés d'amidon et de baryte, ou d'amidon et de chaux ; traités par l'acide azotique, ces précipités donnent un azotate soluble et de l'amidon désagrégé, jouissant encore de la propriété de bleuir l'iode. L'acétate de plomb ammoniacal donne avec une partie d'amidon, dissous dans 150 p. d'eau bouillante, un sel composé d'amidon et de protoxyde de plomb, $2PbO, H^9C^{12}O^9$,

On peut donc déterminer par ce moyen la capacité de saturation de l'amidon.

Le *tannin* précipite l'amidon de sa dissolution aqueuse.

Composition. L'amidon anhydre contient :

	C^{12} =	900
	H^{9} =	112,5
	O^{9} =	900,0
Le poids de l'équiv. de l'amidon est donc de		1912,5

Si l'amidon avait été desséché à 140°, il contiendrait en outre un équivalent d'eau :

C^{12} =	900
H^{10} =	125
O^{10} =	1000
	2025

Usages. L'amidon, préparé avec le blé ou l'orge, sert à faire l'empois; il entre dans la composition de la farine et des dragées, enfin il constitue la poudre à poudrer. Le *salep*, le *sagou*, le *tapioka* et l'*arrow-root*, sont journellement employés en médecine sous le nom de *fécules;* or, d'après M. Caventou, le *salep* (fourni par l'*orchis morio*) est formé de peu de gomme, de *très-peu d'amidon* et de beaucoup de bassorine; le *sagou* (fourni par le *cycas circinalis*), le *tapioka* ou la fécule du *janipha maniot,* et l'*arrow-root* (*maranta arundinacea*), sont des variétés de fécules *solubles à froid* et plus solubles à chaud. Ces diverses substances conviennent aux personnes épuisées par des excès vénériens, par des veilles continues, par des maladies longues, telles que la phthisie purulente, les diarrhées séreuses, etc.; on les administre en décoction, depuis 8 jusqu'à 16 grammes, dans 2 litres d'eau que l'on fait réduire à un, et que l'on aromatise avec la cannelle, la zédoaire, etc.; quelquefois aussi on rapproche assez la décoction pour en faire une crème. La fécule de *pommes de terre* est employée dans la préparation du pain.

Préparation. Lorsque l'amidon ne se trouve pas mêlé au gluten, il suffit de prendre les parties des plantes qui le contiennent, de les diviser au moyen d'une râpe, de les placer sur un tamis, et de les laver avec une grande quantité d'eau; ce liquide dissout toutes les parties solubles à froid, entraîne l'amidon et le laisse précipiter par le repos; on le débarrasse d'une petite quantité de tissu cellulaire en le râpant de nouveau et en le soumettant à l'action de l'eau froide, qui retient en

uspension les pellicules de tissu cellulaire, et laisse précipiter l'amidon : tel est le procédé suivi pour extraire l'amidon de la moelle de plusieurs espèces de palmiers (*sagou*), des *pommes de terre*, d'*arum*, de *bryone*, etc. On obtient le *salep* en laissant dans l'eau bouillante, pendant quelques instants, les tubercules d'*orchis*; par ce moyen, on les prive d'un principe amer soluble; le résidu, pilé, desséché et moulu, constitue le *salep*. Il est d'autant plus important de laver ces amidons avec soin, que la plupart d'entre eux sont unis à des principes âcres, vénéneux, qui se dissolvent dans l'eau.

Amidon d'orge et de blé. — Ces deux graines céréales contiennent, outre l'amidon, du gluten, du sucre, de l'albumine, et quelques sels; on débarrasse l'amidon de tous ces corps par la fermentation et par des lavages; pour cela on met dans de grandes cuves de la farine d'orge ou de froment grossièrement moulue, de l'eau, et une petite quantité d'*eau sure*, qui est composée d'eau, d'acide acétique, d'acide lactique, d'alcool, d'acétate d'ammoniaque, de phosphate de chaux, et de gluten (Vauquelin). La farine ne tarde pas à fermenter; le sucre et le gluten réagissent l'un sur l'autre, et donnent naissance à de l'acide carbonique qui se dégage sous forme de gaz, et à de l'alcool qui reste dans la liqueur; celui-ci passe bientôt à l'état d'acide acétique; enfin une portion de gluten se putréfie et fournit de l'ammoniaque; l'acide acétique se combine en partie avec cet alcali, et en partie avec le gluten; il dissout aussi le phosphate de chaux contenu dans la farine; le liquide tenant en dissolution ces diverses substances porte le nom d'*eau sure* ou *eau grasse;* en effet, il est trouble et gluant. Lorsque, au bout de vingt, trente ou quarante jours, la majeure partie du gluten est décomposée, on décante l'eau sure après avoir enlevé la moisissure qui est à sa surface, et on trouve au fond un dépôt formé de beaucoup d'amidon et d'une certaine quantité de son qui était mêlé avec la farine; on le lave, on décante la liqueur, et on le délaie dans de l'eau; alors on met le mélange sur un tamis de crin disposé au-dessus d'un tonneau; l'amidon et le son le plus fin passent à travers le tamis, tandis que celui qui est plus grossier reste dessus; on agite l'eau dans laquelle se trouvent l'amidon et le son : celui-ci vient à la surface; on décante le liquide, et, à l'aide d'une pelle, on enlève la première couche de son. On répète cette opération jusqu'à ce que l'on trouve l'amidon pur; alors on le moule dans des paniers d'osier, et on le fait sécher au grenier; on casse les blocs d'amidon, on expose les morceaux à l'air pendant quelques jours, et on les fait sécher à l'étuve.

DE LA DEXTRINE. $H^9C^{12}O^9$, HO.

La dextrine (corps ainsi nommé à cause de l'action qu'il exerce sur le rayon de lumière polarisée, qu'il dévie vers ladroite plus que tout autre corps) offre la même composition que l'amidon. Elle peut prendre naissance en traitant l'amidon par la chaleur, par des acides étendus, par la diastase (voy. p. 72 et 77), ou bien en soumettant la cellulose à l'action de l'acide sulfurique.

La dextrine convenablement préparée est solide, incolore, ou légèrement jaune, friable, ressemblant beaucoup à de la gomme arabique, très-soluble dans l'eau, à laquelle elle communique de la viscosité, inaltérable à l'air sec; à l'air humide, elle devient acide et se change en glucose.

L'iode ne colore pas la dextrine en bleu; elle est insoluble dans l'alcool absolu; aussi emploie-t-on cet agent pour débarrasser la dextrine du sucre tournant à gauche, et du glucose, avec lesquels elle est ordinairement mélangée; elle est soluble dans l'alcool étendu. L'acide azotique la transforme en acide oxalique, tandis qu'il fournit de l'acide mucique avec les gommes.

Préparation. On mêle 1,000 kilogr. d'amidon avec 300 kilogr. d'eau et 2 kilogr. d'acide azotique; on laisse sécher spontanément le mélange, puis on le chauffe pendant une heure ou deux dans une étuve à 100°; l'acide s'évapore, et l'amidon est transformé en dextrine.

On l'obtient aussi en décomposant l'amidon par la *diastase* (voyez *Diastase*).

On prépare la dextrine impure, pour l'usage des arts et de la médecine, par la torréfaction, en chauffant l'amidon à 210° environ, après l'avoir étendu sur des tablettes en tôle, en couches de trois ou quatre centimètres d'épaisseur. Elle est alors légèrement jaunâtre et d'un brun clair, et répand l'odeur du pain fortement cuit; on la désigne sous le nom de *leïocomme.*

On l'obtient encore, ainsi que je l'ai dit (voy. *Amidon*), par l'action de l'acide sulfurique sur ce corps; mais ce procédé présente des inconvénients dans la fabrication qui n'existent pas dans les autres.

Usages. Comme le prix des gommes est beaucoup plus élevé que celui de l'amidon, la fabrication de la dextrine avec l'amidon de pommes de terre a pris depuis quelques années un grand développement. La dextrine obtenue par la diastase est employée dans la boulangerie de luxe, dans la fabrication de la bière, du cidre, de l'alcool, etc.; celle qui est

le résultat de la torréfaction de l'amidon ou du traitement de celui-ci par des acides sert à apprêter les toiles, à épaissir les mordants dans la teinture et les couleurs, dans les impressions sur toiles, à encoller les papiers, etc.; on en fait également usage en chirurgie, pour préparer des bandes agglutinatives propres à fixer des appareils inamovibles dans le traitement des fractures; il suffit, pour cela, d'enduire les bandes de toile d'un mélange de 100 parties de dextrine et de 50 parties d'eau-de-vie camphrée, auquel on a ajouté, quelques minutes après, 40 grammes d'eau; on enroule les bandelettes ainsi préparées autour du membre, dont elles prennent exactement la forme; elles s'y sèchent avec une grande rapidité, et deviennent d'une adhésion telle que le malade peut, avant la guérison de la fracture, se servir du membre malade; ces bandes ont encore cet avantage, qu'elles peuvent s'enlever facilement par le mouillage avec un peu d'eau tiède, lorsqu'on veut visiter la partie malade.

De la diastase (voy. 3e groupe, *Principes neutres azotés*).

DE L'INULINE. $H^9C^{12}O^9, HO$.

L'inuline, découverte par Rose, se trouve dans les racines d'aulnée ou élécampe (*inula helenium*), de *dahlia,* de *leontodon taraxacum,* de *cichorium intybus,* de *colchicum autumnale,* d'*helianthus tuberosus* (topinambour), etc. Elle est amorphe, blanche, sans saveur, et ressemble beaucoup à l'amidon, avec lequel elle est isomérique; sa densité est de 1,35. Chauffée à 100°, elle fond et paraît se transformer en dextrine. Elle possède un pouvoir rotatoire *vers la gauche.* Elle se dissout dans 50 parties d'eau froide; elle est très-soluble dans l'eau bouillante et ne donne pas d'empois; si on prolonge l'ébullition, elle se change en une matière sucrée. L'iode la colore en jaune verdâtre. A la température de l'ébullition, les acides faibles la transforment en glucose. L'acide azotique bouillant donne avec elle de l'acide azotique. Elle ne fournit point de sucre avec la diastase; sa dissolution aqueuse est précipitée par le tannin.

Préparation. On *fait bouillir* des racines d'aulnée dans une assez grande quantité d'eau; on filtre la liqueur et on l'évapore jusqu'en consistance d'extrait; on traite celui-ci par l'eau froide, et il se précipite sur-le-champ une grande quantité d'*inuline* que l'on doit laver à plusieurs reprises et par décantation; on la dessèche lentement en évitant de la mettre sur des filtres, car elle y adhère si fortement qu'on ne peut l'en détacher (Gaultier de Claubry).

DE LA LICHÉNINE. $H^{10}C^{12}O^{10}$.

La lichénine existe dans plusieurs espèces de mousses et de lichens. Elle est solide, dure, cassante, soluble dans l'eau bouillante; si on la fait bouillir longtemps dans ce liquide, elle se transforme en une matière gommeuse. Les acides affaiblis la dissolvent et la transforment en sucre à la température de l'ébullition; avec l'acide azotique étendu, elle donne, à l'aide de la chaleur, de l'acide oxalique. A l'état gélatineux, avant qu'elle ait été desséchée, elle colore l'iode en bleu. Elle offre la même composition que l'amidon, dont elle diffère pourtant par ses propriétés.

Préparation. On fait digérer pendant vingt-quatre heures une partie de lichen d'Islande haché dans 20 parties d'eau froide, additionnée d'un peu de carbonate de soude; on répète le lavage jusqu'à ce que les dissolutions ne soient plus amères; le lichen ainsi épuisé par l'eau alcaline, bouilli avec 10 fois son poids d'eau, fournit une liqueur, laquelle, étant exprimée toute bouillante dans un linge, se prend par le refroidissement en une gelée incolore; il ne s'agit que de dessécher celle-ci pour avoir la lichénine.

DE L'ARABINE, DE LA BASSORINE ET DE LA CÉRASINE (1).

L'arabine constitue la plus grande partie de la gomme arabique et de la gomme du Sénégal; la bassorine existe dans la gomme de Bassora, dans la gomme adragante, et la cérasine dans celle du cerisier, de l'abricotier, du prunier, du pêcher et de l'amandier.

Ces substances sont incolores, insipides, inodores et transparentes; desséchées, elles offrent une cassure vitreuse; alors elles sont friables; elles se ramollissent et se tirent en fils, si on les chauffe entre 150° et 200°; humides, leur section ressemble à celle de la corne. Elles sont inaltérables à l'air sec, et peuvent s'acidifier après plusieurs mois d'exposition dans un air humide; elles sont insolubles dans l'alcool, incristallisables, et n'éprouvent pas la fermentation alcoolique. L'*arabine* se dissout dans l'eau froide, et presqu'en toute proportion dans l'eau bouillante; le li-

---

(1) Les *gommes*, n'étant pas des principes, mais bien des produits immédiats, seront décrites plus loin.

quide acquiert une consistance *gommeuse ;* en l'évaporant il fournit une masse transparente, sans la moindre trace de cristallisation; la dissolution d'arabine exerce un pouvoir rotatoire dirigé *vers la gauche*. La *bassorine* est peu soluble dans l'eau, mais elle s'y gonfle considérablement, et se change en une matière gélatineuse. La *cérasine* est insoluble dans l'eau, s'y gonfle aussi beaucoup, et paraît se transformer en arabine après une ébullition prolongée dans ce liquide. Vauquelin a vu qu'après une action prolongée pendant plusieurs jours, le *chlore* gazeux transforme l'*arabine* en acide citrique: cette action a été peu étudiée. L'acide *sulfurique* fournit avec l'arabine une liqueur alcoolique sirupeuse, un peu acide, qui donne des cristaux grenus de sucre fermentescible ayant un pouvoir rotatoire *vers la droite* (voy. *Gomme arabique*); l'expérience doit être faite comme celle qui sera décrite à la page 86 (Action de l'acide sulfurique sur la cellulose). L'acide sulfurique étendu et bouillant change la *bassorine* en glucose. Cent parties d'*arabine,* traitées par quatre fois leur poids d'acide azotique, donnent 16,88 parties d'acide mucique et un peu d'acide oxalique; avec toute autre proportion, on obtient moins d'acide mucique, tandis que 100 parties de *bassorine,* traitées par 1,000 parties d'acide azotique, ont produit 22,61 d'acides mucique et oxalique. La *cérasine* fournit aussi des acides oxalique et mucique avec l'acide azotique. Le *sesquichlorure de fer* bien neutre fournit avec ces matières un précipité couleur de rouille, tellement gélatineux, que toute la liqueur se prend en masse.

L'*iode* ne colore aucune de ces substances, si elles sont pures et parfaitement privées d'amidon. La potasse caustique coagule une dissolution aqueuse *concentrée d'arabine;* si la liqueur est étendue, et qu'on la mêle avec de l'alcool, il se produit un précipité d'arabine et de potasse. Le sous-acétate de plomb donne un précipité blanc avec une dissolution même très-étendue d'arabine, PbO, $H^{10}C^{12}O^{10}$; l'arabine joue donc dans ces circonstances le rôle d'un acide.

Composition. Ces substances sont isomères de l'amidon, de la dextrine et de la cellulose: ainsi l'arabine, séchée à 100°, a pour formule, $H^{11}C^{12}O^{11}$; chauffée à 130°, elle perd un équivalent d'eau, et devient $H^{10}C^{12}O^{10}$.

On les distinguera facilement de l'amidon par l'iode et par l'acide azotique; en effet, ce dernier ne donne avec l'amidon que de l'acide oxalique, tandis qu'il fournit avec l'arabine, la bassorine et la cérasine, à la fois de l'acide oxalique et de l'acide mucique.

Acide mucique (muqueux saccholactique), $H^8C^6O^7,HO$. — Il est le résultat de l'action de l'acide azotique sur l'arabine, les gommes, la pectine, et le sucre de lait. Il a été découvert par Scheele. Il est blanc, en cristaux grenus, comme terreux, rougissant faiblement l'*infusum* de tournesol, et ayant une saveur peu acide. Il est décomposé par le feu, et donne du gaz acide carbonique, du carbure d'hydrogène gazeux, du charbon, de l'huile, et un liquide brun très-acide, accompagné de quelques cristaux, et formé d'acide acétique, d'huile, et d'un acide découvert aussi par Scheele, que MM. Pelouze et Malagutti ont analysé, et qui est désigné sous le nom d'acide *pyromucique*. Il est inaltérable à l'air, insoluble dans l'alcool, et peu soluble dans l'eau; 66 parties de ce dernier liquide bouillant peuvent en dissoudre une partie; après le refroidissement, on voit qu'il s'en est décomposé à peu près un quart. Si l'on évapore rapidement la dissolution aqueuse saturée, bouillante, elle devient d'un brun jaunâtre, et l'on obtient une masse visqueuse, fortement acide, isomérique de l'acide mucique, que l'on peut faire cristalliser, et qui est *très-soluble dans l'alcool et dans l'eau*. L'acide sulfurique dissout l'acide mucique et se colore en rouge-cramoisi. Le *solutum* aqueux d'acide mucique précipite en blanc les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, et les mucates déposés se dissolvent dans un excès d'acide. Il n'altère point les sels de magnésie et d'alumine, les chlorures d'étain et de mercure, les sulfates de fer, de cuivre, de zinc, ni de manganèse; il précipite, au contraire, l'acétate et l'azotate de plomb, ainsi que les azotates d'argent et de mercure. Chauffé avec les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, il en dégage le gaz acide carbonique avec effervescence. Il est bibasique, et sans usages.

Préparation. On chauffe *modérément*, dans un appareil distillatoire, 6 parties d'acide azotique ordinaire et une partie de sucre de lait, ou bien une partie d'arabine, de gomme arabique, ou de manne grasse, et 4 parties d'acide azotique, d'une densité de 1,35, étendu du quart de son poids d'eau; il se dégage beaucoup de gaz bioxyde d'azote, et il reste dans la cornue de l'acide mucique sous forme d'une poudre blanche; l'opération est terminée lorsqu'on n'obtient plus de gaz; toutefois l'acide préparé avec la gomme contient du mucate et de l'oxalate de chaux, dont on le débarrasse par l'acide azotique faible, qui dissout ces sels; puis on dissout l'acide dans l'eau bouillante, et on le fait déposer par le refroidissement.

Mucates. — D'après Hagen, ils contiennent 2 équivalents de base et un ou plusieurs équivalents d'eau, quand ils ne sont pas anhydres. Ils sont

tous décomposés par le feu, en répandant une odeur analogue à celle des tartrates; la plupart sont insolubles dans l'eau, et décomposables par presque tous les acides forts : si l'on verse un de ces acides, surtout l'acide sulfurique, dans une dissolution de mucate de potasse, de soude ou d'ammoniaque, on obtient un précipité blanc d'acide mucique; les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, et un assez grand nombre de dissolutions salines, précipitent également les mucates solubles. Le mucate de potasse se dissout dans huit fois son poids d'eau bouillante, et peut être obtenu cristallisé en très-petits grains par le refroidissement de la liqueur. Le mucate de soude n'exige que 5 parties de ce liquide pour être dissous.

Acide pyromucique sublimé, $H^3C^{10}O^5$, HO.— Il est en cristaux incolores, fusibles vers 130°, volatils à une température plus élevée, solubles dans 26 parties d'eau froide et dans 4 d'eau bouillante. Les pyromucates alcalins sont très-solubles dans l'eau. Il est le résultat de l'action de la chaleur sur l'acide mucique (voy. p. 84).

DE LA CELLULOSE. $H^{10}C^{12}O^{10}$.

On sait, par les expériences de M. Payen, que le *ligneux,* qui constitue presqu'en totalité les bois, n'est pas un précipité immédiat, mais bien un mélange de *cellulose* et de matière *incrustante ;* je ne ferai donc son histoire qu'en parlant des produits immédiats, avant celle du bois.

La *cellulose* n'est autre chose que le tissu cellulaire qui existe dans toutes les parties des végétaux, et dans les cellules duquel viennent se loger tantôt la matière incrustante, tantôt l'amidon, les gommes, des matières azotées, des huiles, etc.

D'après M. Payen, il faut admettre les données suivantes :

1° La *cellulose,* qui constitue les organes des plantes, offre une composition chimique qui ne varie pas dans toute l'étendue du règne végétal.

2° Sa composition est isomérique avec celle de l'amidon et de la dextrine.

3° Les degrés d'agrégation de la cellulose modifient ses propriétés physiques, sa résistance aux agents chimiques et ses qualités nutritives : c'est ainsi qu'en purifiant convenablement certains corps considérés comme des principes immédiats, tels que la *médulline,* la *fungine,* la *lichénine,* etc., on voit qu'ils présentent une identité de composition complète avec la cellulose.

Les recherches de M. Payen ont été faites sur une quantité d'espèces végétales aussi considérable que possible; il a toujours trouvé les propriétés de la cellulose les mêmes, quels que soient l'âge, la nature ou l'organe du végétal.

La moelle de l'*yschœnomene paludosa,* connue sous le nom de papier de riz, représente la cellulose dans toute sa pureté; le vieux linge, la charpie, le papier, et la moelle de sureau, sont presque entièrement formés par elle. Le papier dit *Berzelius* est de la cellulose presque pure.

La *cellulose* est un corps blanc, quelquefois transparent, si l'état d'agrégation n'est pas considérable, comme dans les jeunes organes ou dans la partie médullaire des plantes, d'une densité de 1,525, insoluble dans l'eau, dans l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles.

Comme toutes les substances végétales soumises à l'action de l'air et de l'humidité, elle se décompose à la longue.

Chauffée en vases clos, elle fournit tous les produits qui résultent de la décomposition des matières végétales (voy. p. 4); si à l'action de la chaleur on joint celle de l'air, la *cellulose* s'enflamme, et brûle entièrement sans résidu.

Le chlore et les chlorures d'oxydes bouillis avec de la cellulose la transforment, de même que l'amidon, en acide carbonique et en eau; il se forme aussi de l'acide chlorhydrique.

Les acides étendus d'eau, même bouillants, exercent peu d'action sur elle, notamment si elle n'est pas récemment préparée; elle résiste encore très-bien aux acides azotique et chlorhydrique d'une concentration moyenne à la température ordinaire; mais si on la chauffe avec quatre ou cinq fois son poids de ce même acide azotique, elle est transformée en acides carbonique et oxalique, après avoir passé par des degrés de décomposition intermédiaire, et avoir donné de l'acide oxalhydrique. M. Porter annonce qu'en chauffant 200 grammes de copeaux de sapin avec 2 kil. d'acide azotique et 400 gr. d'eau, on obtient un acide qui a beaucoup d'analogie avec l'acide pectique. Plongée dans l'acide azotique fumant, la cellulose se combine avec lui sans changer de forme, et donne un corps très-inflammable, le *fulmi-coton* ou *pyroxyline* (Pelouze), que je décrirai bientôt.

Cent parties de cellulose broyées avec 140 parties d'acide sulfurique se changent en une matière visqueuse soluble dans l'eau, sans coloration; si, par de la craie, on enlève l'acide sulfurique, on obtient dans la liqueur une substance gommeuse, qui est de la dextrine, en tout semblable à celle que l'on retire de l'amidon par le même agent; si,

avant de saturer l'acide, on porte le mélange à l'ébullition, toute la dextrine primitivement formée est transformée en glucose. M. Braconnot, à qui l'on doit ces observations, a reconnu qu'ici encore l'acide sulfurique s'unit à la cellulose pour former un composé analogue à l'acide végéto-sulfurique produit par l'amidon.

D'après M. Payen, la cellulose traitée par de l'acide sulfurique étendu se change d'abord en amidon, et acquiert la propriété de se colorer en bleu par l'iode.

La potasse et la soude, à la température ordinaire et en dissolution assez concentrée, n'attaquent pas la cellulose; mais si l'on vient à chauffer dans un creuset d'argent parties égales de cellulose et de potasse ou de soude caustiques, la matière brunit, se liquéfie, et se boursoufle à la fin de l'opération : dès lors elle est complétement transformée en acide ulmique, qui s'unit à la potasse, et en acides oxalique et carbonique.

La cellulose que l'on trouve à l'état rudimentaire dans certaines cryptogames est colorée *en bleu par l'iode,* ce qui n'a pas lieu quand elle est fortement agrégée, comme dans le tissu cellulaire intact des plantes.

Usages. La cellulose faiblement agrégée peut servir d'aliment comme l'amidon. Elle constitue les filaments de diverses plantes textiles qui servent à la fabrication des cordes, des tissus, du papier, du carton, de la *pyroxyline,* etc.

La moelle de l'*yschœnomene paludosa,* connue sous le nom de papier de riz, sert à faire des fleurs artificielles d'une grande beauté; le *papier* peut encore offrir un exemple de l'emploi de la cellulose presque pure.

Composition :

Carbone	=	44,44
Hydrogène	=	6,18
Oxygène	=	49,38
		100,00

Ce qui est représenté par la formule $H^{10}C^{12}O^{10}$, corps isomérique de l'amidon et de la dextrine, ainsi que je l'ai déjà dit.

Extraction. Quelles que soient la partie et la nature du végétal d'où on veut extraire la cellulose, une précaution indispensable est de réduire le tissu en poudre de la plus grande ténuité possible, afin de déchirer les cellules autant que faire se peut, après quoi l'on traite cette poudre successivement et à la chaleur de l'ébullition, par l'eau, l'alcool, l'éther,

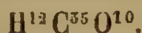
par une dissolution étendue de soude caustique qui peut contenir depuis 0,01 jusqu'à 0,5 du réactif, selon l'agrégation des molécules, et ensuite par de l'acide azotique, d'une densité de 1,2 environ, ou plus faible si le tissu est léger; on lave ensuite à grande eau et l'on dessèche. Ces divers agents ont pour but de dissoudre les matières étrangères à la cellulose. On voit, d'après cela, que le linge usé, le papier blanc, sont de la cellulose dans un état de pureté presque parfait, puisqu'ils ont subi pendant longtemps des traitements analogues, qui ont fini par les priver de tous les corps étrangers qu'ils contenaient.

Préparation du papier. Pour obtenir le papier, on se sert de vieux chiffons de linge usé que l'on blanchit soit en les abandonnant à eux-mêmes pendant quelque temps après les avoir humectés, soit en les traitant par les alcalis et les chlorures décolorants; après quoi on les soumet à l'action de machines puissantes pour les déchirer et les réduire au sein de l'eau en une espèce de bouillie qui constitue la pâte à papier. Cette pâte est reçue sur des cadres en fil de fer, recouverts d'un tissu qui peut laisser écouler l'eau et retenir à sa surface la couche mince de chiffons broyés qui constitue la feuille de papier; on la laisse sécher et on l'imprègne de colle pour lui donner la consistance qu'exigent les usages auxquels on la livre. Des machines d'une grande perfection permettent de faire du papier de telle grandeur qu'on le désire, et de le fabriquer, de le coller et de le sécher presque simultanément. Aujourd'hui on emploie pour faire du papier, outre les chiffons, la cellulose partout où on la trouve; c'est ainsi qu'avec la paille, les chènevottes, des écorces de bois, on prépare d'aussi beau papier qu'avec les chiffons.

On ajoute au papier, pour lui donner une légère teinte azurée, de l'indigo, du bleu de Prusse, de l'azur, de l'outremer, du sulfate de cuivre, ou un sel de cobalt; toutes ces substances sont faciles à reconnaître à leurs caractères propres : par fraude aussi, on introduit fort souvent dans la pâte des sulfates de plomb ou de baryte, de la craie, du kaolin, etc., qui en augmentent le poids. Toutes ces substances rendent le papier cassant.

On prépare le *carton* en faisant pourrir le vieux papier, en broyant la pâte à l'aide de meules verticales tournant dans une auge, et en la mettant en feuilles à l'aide d'une forme composée d'une toile métallique tendue dans un châssis. On fait le *carton-pierre* avec de la pâte à papier, une dissolution de gélatine, du ciment, de l'argile et de la craie.

DE LA MATIÈRE INCRUSTANTE DU LIGNEUX (SCLÉROGÈNE).



$H^{12}C^{35}O^{10}$.

On trouve cette matière dans les cellules allongées des tissus ligneux; ceux-ci, comme je l'ai déjà dit, sont formés de cellulose et de matière incrustante; elle est plus abondante dans les bois durs et lourds que dans les bois blancs et légers; il y en a plus dans le *cœur* que dans l'aubier; elle existe aussi très-abondamment dans les noyaux des fruits; c'est elle qui forme les concrétions pierreuses de certaines poires.

Elle est souvent colorée en jaune ou en brun; Turpin, qui l'a signalée le premier, la considérait comme étant la cause de la coloration des bois. Elle donne en brûlant plus de chaleur que la cellulose, parce qu'elle contient un excès de carbone et d'hydrogène par rapport à l'oxygène; aussi les bois qui en renferment beaucoup ont-ils un pouvoir calorifique plus élevé que ceux qui en contiennent moins. L'acide azotique est décomposé par elle avec dégagement d'acide hypoazotique. L'acide sulfurique la colore en noir. Elle est soluble dans le chlore; ces deux derniers caractères permettent encore de la distinguer de la cellulose.

La matière incrustante extraite des bois ne paraît pas être identique; en effet, M. Payen a reconnu qu'elle présentait des différences assez tranchées pour en faire quatre variétés, savoir : 1° le *lignose,* qui est insoluble dans l'eau, dans l'alcool, dans l'éther et dans l'ammoniaque, et soluble dans la potasse et la soude; 2° le *lignone,* insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, et soluble dans l'ammoniaque, la potasse et la soude; 3° le *lignin,* insoluble dans l'eau et l'éther, soluble dans l'alcool, la potasse, la soude et l'ammoniaque; 4° le *ligniréose,* insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool, l'éther, la potasse, la soude et l'ammoniaque.

Extraction. On peut l'obtenir des concrétions formées dans les poires, de celles qui sont contenues dans le liége, dans l'écorce épaisse du chêne blanc et de plusieurs autres tissus; quoique sa dureté soit très-grande, elle est assez friable pour se pulvériser sous le pilon, tandis que le tissu cellulaire environnant se déchire seulement; on comprend donc comment les bois broyés et tamisés peuvent fournir cette matière sous forme de poudre, que l'on purifie ensuite par l'alcool. (Payen, *Annales des sciences naturelles,* t. II, p. 27.)

De la pyroxyline (fulmi coton, coton-poudre). $\underbrace{H^{17}C^{24}O^{18}}_{\text{Cellulose.}}$, $\underbrace{5\,AzO^{5}}_{\text{Acide azotique.}}$ — La *pyroxyline* (azotate de cellulose) résulte de l'action du coton cardé sur l'acide azotique concentré, mêlé d'une certaine quantité d'acide sul-

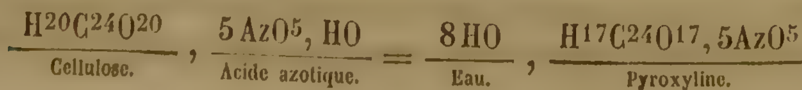
furique à 66 degrés. Elle présente la forme et l'aspect du coton ou de toute autre variété de cellulose avec laquelle on l'a préparée ; seulement le coton est un peu moins doux au toucher, et ses fibres se brisent plus facilement. Elle détone à une température d'environ 170° c., et donne un mélange de gaz oxyde de carbone, d'acide carbonique, d'azote, et de vapeur d'eau, *sans laisser de résidu* si elle est pure; toutefois, si on la maintient, pendant un certain temps, entre 60° et 80°, elle s'altère peu à peu, dégage une odeur azotique, et à un instant donné elle détone brusquement, à une température inférieure à 100°. Quelquefois aussi en brûlant elle répand des vapeurs rutilantes d'acide hypoazotique et des gaz cyanurés. Si, après l'avoir tordue en fils, on la place sur un métal ou sur tout autre corps bon conducteur du calorique, et qu'on la touche avec un charbon, elle brûle lentement et presque sans flamme, en répandant une odeur d'acide hypoazotique. Elle est insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther, et légèrement soluble dans un mélange de ces deux derniers liquides. L'acétone, l'acétate de méthylène et l'éther acétique, la dissolvent au contraire complétement. L'éther acétique, versé peu à peu sur la pyroxyline, la ramollit et fournit une masse gélatineuse, transparente et incolore, que l'on transforme en une matière pulvérulente en l'agitant avec le contact de l'air pour vaporiser l'éther acétique. Exposée à l'*air*, elle en attire à peine 2 ou 3 p. % d'humidité, même au bout de plusieurs mois, sans que ses propriétés balistiques aient été sensiblement modifiées; elle est restée inaltérée en la laissant dans l'eau pendant deux ans. L'acide *sulfurique* d'une densité de 1,7 la dissout à une température inférieure à 100°; la dissolution est incolore; tandis qu'avec la cellulose, le même acide donne une liqueur brune. L'acide *azotique* concentré la dissout à chaud, avec dégagement de vapeurs rutilantes, et après l'avoir altérée; la dissolution, traitée par l'eau ou par l'acide sulfurique, donne un précipité blanc pulvérulent, très-inflammable.

Le coton-poudre se dissout dans une dissolution *alcaline* suffisamment concentrée; la température s'élève beaucoup; il se dégage de l'ammoniaque, il se forme de l'acide carbonique et de l'acide azoteux, et le liquide devient d'un brun foncé; d'où il suit que le coton-poudre est décomposé: deux équivalents d'oxygène de l'acide azotique se combinent avec deux équivalents de carbone. Si l'on verse quelques gouttes d'une dissolution d'azotate d'argent dans la dissolution alcaline, et que l'on ajoute assez d'ammoniaque pour dissoudre l'oxyde d'argent précipité, il suffira de chauffer pendant quelques minutes, au bain-marie, pour précipiter tout l'argent sur les bords du verre; *on peut donc ar-*

enter promptement le verre au moyen du coton-poudre (Volh., *Journ. e pharm.*, février 1850).

Usages. La pyroxyline sert à préparer le *collodion.* Quoiqu'elle ait ne force explosive quatre fois plus grande que celle de la poudre à aine, force qui est encore augmentée par son mélange avec $^8/_{10}$ d'azoate de potasse; quoiqu'elle ait l'avantage, en brûlant complétement, e ne pas laisser, comme la poudre, un résidu qui finit par encrasser 'arme; quoiqu'elle ne s'altère pas par l'humidité pendant son transport, comme le fait la poudre, comme elle coûte six fois plus que celle-i, qu'elle fait souvent éclater les armes, et que sa fabrication en grand déjà occasionné des accidents graves, on ne saurait l'employer dans es armes de guerre. M. Combes pense qu'elle peut remplacer économiquement la poudre de mine pour diviser les roches dures et cassantes, urtout lorsqu'elle a été mélangée avec un dixième de son poids d'azoate de potasse, mélange à l'aide duquel la pyroxyline est complétement ransformée en eau, en acide carbonique et en azote, sans qu'il y ait production de gaz oxyde de carbone.

Préparation. On fait un mélange de 3 volumes d'acide azotique concentré, d'une densité de 1,500 à 1,515, et de 5 volumes d'acide sulfurique à 66 degrés; on le laisse refroidir, et on y plonge peu à peu du coton cardé préalablement desséché dans une étuve. Quinze ou vingt minutes après, on retire le coton, on le comprime et on le lave à grande eau, froide, tiède ou bouillante, jusqu'à ce qu'il ne rougisse plus le papier de tournesol; on le dessèche alors en le laissant dans un courant d'air à 30° ou 40°, ou bien en le tenant près d'un vase où l'on a mis de la chaux vive. Le papier ordinaire, le papier Berzelius, et toute autre variété de cellulose, peuvent remplacer le coton cardé; en général, 100 parties de cellulose fournissent 175 parties de pyroxyline. On pourrait, à la rigueur, la préparer avec de l'acide azotique concentré, sans addition d'acide sulfurique; mais en employant ce dernier, on a l'avantage de pouvoir faire usage d'acide azotique moins concentré, parce qu'il lui enlève de l'eau et le concentre; d'ailleurs l'acide sulfurique absorbe les vapeurs nitreuses que l'acide azotique contient ordinairement, et comme il est moins coûteux que l'acide azotique, il diminue beaucoup les pertes qui résultent du lavage de la pyroxyline. Voici du reste la formule qui représente la réaction de l'acide azotique sur la cellulose :



$$\underbrace{H^{20}C^{24}O^{20}}_{\text{Cellulose.}},\ \underbrace{5\,AzO^5,HO}_{\text{Acide azotique.}} = \underbrace{8\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H^{17}C^{24}O^{17},5AzO^5}_{\text{Pyroxyline.}}$$

Dès l'année 1838, M. Pelouze avait obtenu, en immergeant pendant quelques minutes de la cellulose dans l'acide azotique monohydraté, une matière d'une excessive combustibilité. En 1846, M. Schœnbein annonça qu'il avait trouvé une nouvelle poudre beaucoup plus énergique que la poudre à canon, et l'année suivante il publia le mode de prépation que j'ai adopté, lequel du reste avait déjà été proposé par Knopp. Mais bien avant 1838 on savait que l'acide azotique fournissait avec l'indigo les acides *carbazotique* et *indigotique*, qui sont combustibles. Depuis la découverte de la pyroxyline, plusieurs chimistes ont obtenu des produits détonants en traitant par l'acide azotique la mannite, la glycérine, etc.

Du collodion. — Lorsqu'on met en contact, dans une capsule de porcelaine, 200 parties d'azotate de potasse sec et 300 parties d'acide sulfurique concentré, et mieux encore fumant, si l'on remue avec des tiges de verre, pendant cinq minutes environ, et que l'on ajoute, aussi promptement que possible, 10 parties de coton pur et bien sec, on obtient un mélange que l'on continue à remuer pendant 3 minutes; si on lave soigneusement le coton avec de l'eau distillée, qu'on l'exprime et qu'on le sèche à une douce température, on voit qu'il se dissout facilement dans l'éther sulfurique alcoolisé (110 p. d'éther, 20 d'alcool, et 5 de coton ainsi préparé); la dissolution offre la composition d'un mucilage épais de gomme; abandonnée à elle-même, elle laisse le *collodion* d'un aspect blanchâtre et de consistance sirupeuse. Le collodion est translucide, et s'évapore avec rapidité s'il n'est pas conservé dans des vases bien bouchés; il est visqueux, et adhère fortement aux corps avec lesquels on le met en contact; il s'étend sur eux en formant une pellicule imperméable, transparente, insoluble dans l'eau, et mince comme du vernis; étendu en une ou plusieurs couches sur une lame de verre, il prend feu comme le coton-poudre, mais il brûle un peu moins rapidement.

Le collodion, jouissant de la propriété d'adhérer fortement à la peau, remplace avantageusement les taffetas dits d'Angleterre. Lorsqu'on veut s'en servir en chirurgie, on a recours à la dissolution éthéro-alcoolique évaporée jusqu'en consistance de sirop; on en étend plusieurs couches sur la peau; l'éther et l'alcool s'évaporent, et laissent une pellicule imperméable fort adhérente.

«Le collodion, dit M. le professeur Malgaigne, possède une propriété adhésive sans égale, et sèche en quelques secondes par l'évaporation de l'éther. On peut l'employer seul sur de petites solutions de continuité, en tenant les lèvres rapprochées, jusqu'à ce que la couche de collodion

t desséchée, ou bien on trempe dans le liquide une ou plusieurs bandelettes de linge, qu'on applique sur des téguments comme des bandeles de sparadrap, seulement en se hâtant, de peur que la dessiccation s'opère avant l'application. Enfin je m'en suis servi pour confectionr des appareils propres à fixer les doigts, la main, le pied, dans une sition stable; et ces appareils sont d'autant plus précieux, qu'il suffit coller des bandelettes imbibées de collodion, soutenues au besoin une pièce de carton, sur une des faces du membre, en laissant l'autre e entièrement à nu; qu'ils peuvent ainsi résister de 15 à 20 jours et ıs; qu'ils sont imperméables au pus et à tous les liquides, hors l'éer, et conséquemment qu'on peut appliquer des cataplasmes, et même nner des bains au malade, sans ramollir ni décoller l'appareil. »

On a également appliqué le collodion contre certaines hémorrhagies, s brûlures, et des affections cutanées. On a préparé avec lui le *collon cantharidal* (1 gramme 25 cent. de coton-poudre et 60 grammes de nture éthérée de cantharides) épispastique, que l'on emploie avec antage sur une partie du corps où le vésicatoire ordinaire se déplacet facilement par les mouvements du malade. On s'en est servi aussi nme d'un mastic dentaire presque inaltérable.

DU PRINCIPE GÉLATINEUX DES FRUITS, DE LA PECTOSE, DE LA PECTINE.

Lorsqu'on traite convenablement les sucs de tous les fruits charnus à at de maturité, on obtient des *gelées* qui paraissent dériver d'un ncipe immédiat que l'on n'a pas encore isolé, et auquel on a cepenıt donné le nom de *pectose.*

Pectose.— On la trouve intimement mêlée avec la cellulose dans la pulpe fruits verts, dans les carottes, les navets, etc. Elle paraît insoluble ns l'eau, l'alcool et l'éther, et très-facilement altérable par un grand mbre de réactifs, ce qui fait qu'on n'a pas pu la séparer de la cellue. Lorsqu'on traite à la fois par la chaleur et par les acides forts, epté l'acide acétique, la pulpe des fruits verts, on transforme la *pecc* en *pectine;* la cellulose ne produit rien de semblable. C'est la pece qui communique aux fruits verts leur dureté, et qui se change en tine pendant leur maturation ou leur cuisson; c'est elle qui, en se mbinant avec la chaux des sels contenus dans certaines eaux, durcit racines que l'on fait bouillir avec ces eaux.

Pectine, $H^{48}C^{64}O^{64}$.— Elle ne se trouve toute formée que dans les fruits ırs; quand on la retire des fruits verts par la chaleur, ou de la pulpe

des carottes ou des navets à l'aide des acides, c'est qu'elle s'est formée pendant l'opération, et que la pectose a été changée en pectine.

Elle est blanche, incristallisable, neutre aux réactifs colorés, sans action sur la lumière polarisée, soluble dans l'eau. L'alcool la sépare en une masse gélatineuse de sa dissolution aqueuse étendue, tandis qu'il la précipite en longs filaments, si la dissolution est concentrée. L'acétate de plomb *ne la précipite* qu'autant qu'elle contient de la *parapectine*. Le sous-acétate de plomb, au contraire, la précipite. Abandonnée à elle-même pendant plusieurs jours, la dissolution aqueuse de pectine devient fortement acide et ne précipite plus par l'alcool; elle contient alors de l'acide *métapectique*: le même phénomène se produit, mais plus promptement, si la pectine est en présence de la *pectose* ou de la pulpe des fruits verts, ou bien si on la fait bouillir avec des acides étendus. Les alcalis la transforment instantanément en *pectates*. Sous l'influence d'un ferment particulier appelé *pectase*, elle fournit de l'acide *pectosique* gélatineux.

Préparation. On exprime à froid la pulpe des poires très-mûres; on filtre, et l'on ajoute avec précaution de l'acide oxalique pour précipiter la chaux; on filtre, et à l'aide d'une dissolution concentrée de tannin, on précipite l'albumine de la liqueur filtrée; on filtre de nouveau, et l'on verse de l'alcool dans la liqueur; la pectine se dépose sous forme de longs filaments, qu'on lave à l'alcool et que l'on fait dissoudre ensuite dans l'eau pour les précipiter de nouveau par l'alcool; on répète ces dissolutions dans l'eau, et ces précipitations par l'alcool, jusqu'à ce que les réactifs n'indiquent plus dans la liqueur la présence du sucre ou des acides organiques. La pectine a été découverte par Braconnot.

Parapectine = $H^{48}C^{64}O^{64}$, si elle a été desséchée à 100°. — Elle est le résultat de l'action de l'eau bouillante pendant plusieurs heures sur la *pectine*. Elle est solide, blanche, incristallisable, neutre aux réactifs colorés, très-soluble dans l'eau, et insoluble dans l'alcool, qui la précipite en une gelée transparente. A 140°, elle perd 2 équivalents d'eau. On la distingue de la pectine en ce qu'elle précipite par l'acétate de plomb. Elle forme avec le protoxyde de plomb deux composés qui ont pour formule: l'un, $PbO, H^{48}C^{64}O^{64}, HO$, et l'autre, $2PbO, H^{46}C^{64}O^{62}$. Les alcalis la transforment en pectates. Elle n'a point d'usages.

Métapectine (*acide métapectinique*) = $H^{48}C^{64}O^{64}$, si elle a été desséchée à 100°. — Elle est le résultat de l'action des acides très-étendus sur la parapectine, à la température de l'ébullition. Elle est solide, incristallisable, et *rougit* le tournesol. Soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool, elle est précipitée par celui-ci de sa dissolution aqueuse. A 140°,

le perd 2 équivalents d'eau. Elle s'unit aux acides, avec lesquels elle onne des combinaisons solubles dans l'eau, que l'alcool précipite. Les calis la transforment en pectates. Le chlorure de baryum *la précipite,* ındis qu'il ne trouble pas les dissolutions aqueuses de pectine et de arapectine.

Pectase. — Elle existe dans tous les tissus qui contiennent de la pecose; les carottes et les betteraves renferment de la pectase soluble; dans s fruits acides, elle existe à l'état insoluble; c'est une sorte de ferment ui accompagne cette dernière substance, tout comme le ferment du aisin accompagne le sucre dans le raisin, tout comme la synapıse (ferment) accompagne l'amygdaline dans les amandes amères. n l'obtient en précipitant par l'alcool le jus de carottes nouvelles. lle est solide et incristallisable. Mêlée à une dissolution de pecne, à l'abri du contact de l'air, et surtout à la température de 30°, lle transforme celle-ci en un *corps gélatineux insoluble dans l'eau roide,* sans qu'il se dégage aucun gaz; il se produit là une véritable *ermentation pectique,* qui ne se manifesterait pas si la pectase eût été aissée dans l'eau pendant deux ou trois jours, et qu'elle se fût couerte de moisissures, ou bien si on l'avait fait bouillir longtemps avec e la pectine. La pectase existe sous deux états, elle est *soluble* ou *inoluble;* il suffit de traiter la première par l'alcool pour obtenir autre.

Acides pectosique, pectique, parapectique, métapectique et *pyropecique.* — *Acide pectosique,* $H^{21}C^{32}O^{29}$, 2HO. Il suffit de faire agir penant peu de temps la pectase sur une dissolution de pectine, pour obenir cet acide, qui est gélatineux, très-soluble dans l'eau bouillante, resque insoluble dans ce liquide froid, et qui se prend en gelée par le efroidissement de la dissolution aqueuse bouillante. Les pectosates sont élatineux et incristallisables. On peut également préparer l'acide pecosique en traitant la pectine *à froid,* par des dissolutions très-étendues le potasse, de soude et d'ammoniaque, et en précipitant l'acide pectoique de ces pectates au moyen d'un acide.

Acide pectique, $H^{20}C^{32}O^{28}$, 2HO. — Si on prolonge l'action de la pecase sur une dissolution de pectine, l'acide pectosique, formé d'abord, asse à l'état d'acide *pectique.* On produit encore cet acide en faisant hauffer la pectine avec des dissolutions étendues de potasse, de soude t d'ammoniaque, et en versant de l'acide chlorhydrique dans les pecates alcalins. On le prépare le plus ordinairement en chauffant penlant un quart d'heure, avec une dissolution faible de carbonate de oude, la pulpe des carottes ou des navets, parfaitement lavée; le pec-

tate de soude soluble, formé *aux dépens de la pectine*, est décomposé par l'acide chlorhydrique, qui précipite de l'acide pectique *impur ;* on le lave, on le dissout dans l'ammoniaque, on fait bouillir, et l'on verse dans la liqueur quelques gouttes de sous-acétate de plomb dissous : ce sel précipite la matière albumineuse qui altérait l'acide pectique; on filtre, et l'on précipite l'acide pectique de la dissolution au moyen de l'acide chlorhydrique. Si l'on employait un excès de carbonate de soude, la liqueur serait brune, et l'on n'obtiendrait que de l'acide *métapectique* soluble dans l'eau.

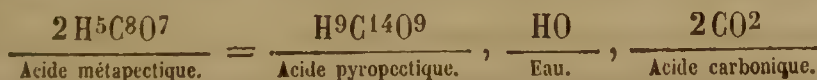
L'acide pectique, découvert par Braconnot, est solide, incolore, légèrement acide, insoluble dans l'eau froide, et à peine soluble dans l'eau bouillante, bien différent en cela de l'acide *pectosique.* Desséché, il diminue considérablement de volume, ce qui tient à l'énorme quantité d'eau qu'il peut retenir ; à une température plus élevée, il donne de l'huile empyreumatique, et laisse un abondant résidu de charbon. Si on le fait bouillir pendant longtemps avec de l'eau, il se change en acide *parapectique.* L'acide sulfurique à chaud le transforme en acide ulmique, et il se dégage de l'acide sulfureux. L'acide azotique donne avec lui de l'acide oxalique et de l'acide mucique, à l'aide de la chaleur. Il se dissout dans les liqueurs alcalines, même étendues ; si on le fait bouillir pendant quelque temps dans ces dissolutions, il passe à l'état d'acide *métapectique.* Il se dissout dans un grand nombre de sels alcalins, et forme de véritables sels doubles. Les pectates de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont solubles dans l'eau et incristallisables ; ils font prendre l'eau en gelée. Les autres pectates sont insolubles, et se précipitent en masses gélatineuses très-volumineuses. Les pectates se changent en *parapectates* à la température de 150° ; il en est de même lorsqu'on fait bouillir leurs dissolutions pendant longtemps. Les pectates neutres sont en général formés de 2 équivalents de base et de 1 d'acide.

Acide parapectique, $H^{15}C^{24}O^{21}$, 2HO. — J'ai déjà dit que cet acide est le résultat de l'action de l'eau bouillante longtemps prolongée sur l'acide pectique. Il est incristallisable, très-soluble dans l'eau, et rougit le tournesol ; il fournit avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des parapectates solubles, tandis qu'il forme des sels insolubles avec les autres bases ; ces sels sont composés de 2 équivalents de base et de 1 d'acide. Il décompose, à la température de l'ébullition, le tartrate double de potasse et de cuivre, et en précipite du protoxyde.

Acide métapectique, $H^5C^8O^7$, 2HO. — Il se produit lorsqu'on abandonne pendant longtemps à elle-même une dissolution de pectine, d'acide pectique, ou d'acide parapectique, ou bien lorsqu'on fait bouillir avec des

cides étendus, soit la pectine, soit les acides pectique et parapectique. Il est incristallisable, très-soluble dans l'eau froide, et aussi énergique que la plupart des acides qui existent dans les fruits. Il forme avec la plupart des bases des sels solubles et incristallisables. Il ne précipite pas l'acétate de plomb, tandis qu'il forme un métapectate insoluble avec le sous-acétate; on connaît même deux métapectates de plomb composés, l'un de 2 équivalents, et l'autre de 3 équivalents de protoxyde. Il agit sur le tartrate double de potasse et de cuivre, comme l'acide *parapectique*.

Acide pyropectique, $H^9C^{14}O^9$. — Il est le résultat de l'action de la chaleur (200°) sur la pectine, l'acide pectique, ou les acides parapectique et métapectique. Il est noir, d'une odeur pyrogénée, insoluble dans l'eau, et soluble dans les liqueurs alcalines, avec lesquelles il forme des sels bruns et incristallisables. Il ne diffère de l'acide métapectique anhydre que par 1 équivalent d'eau et 2 d'acide carbonique; en effet,



$$\underbrace{2H^5C^8O^7}_{\text{Acide métapectique.}} = \underbrace{H^9C^{14}O^9}_{\text{Acide pyropectique.}}, \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{2CO^2}_{\text{Acide carbonique.}}$$

DES GELÉES VÉGÉTALES.

Avant de faire l'histoire de ces gelées, et de dire ce qu'elles sont et comment on les produit, il importe de présenter en résumé les noms et la composition des substances gélatineuses contenues dans les végétaux, ou formées par suite de certaines réactions chimiques; j'emprunterai à MM. Pelouze et Frémy le tableau suivant :

NOMS DES SUBSTANCES GÉLATINEUSES.	COMPOSITION DES SUBSTANCES GÉLATINEUSES.	COMPOSITION DES SELS DE PLOMB.	OXYDE DE PLOMB CONTENU DANS 100 PARTIES DE SEL.
Pectose.	. . . .	. . . .	. . . .
Pectine.	$H^{40}C^{64}O^{56}$, 8HO	. . . .	. . . .
Parapectine. . . .	$H^{40}C^{64}O^{56}$, 8HO	$H^{40}C^{84}O^{56}$, 7HO, PbO	10,6
Métapectine. . . .	$H^{40}C^{64}O^{56}$, 8HO	$H^{40}C^{84}O^{56}$, 6HO, 2PbO	19,4
A. pectosique. . .	$H^{20}C^{32}O^{28}$, 3HO	$H^{20}C^{32}O^{28}$, HO, 2PbO	33,4
A. pectique. . . .	$H^{20}C^{32}O^{28}$, 2HO	$H^{20}C^{32}O^{28}$, 2PbO	33,8
A. parapectique.	$H^{15}C^{24}O^{21}$, 2HO	$H^{15}C^{24}O^{21}$, 2PbO	40,5
A. métapectique.	$H^5C^8O^7$, 2HO	$H^5C^8O^7$, 2PbO	67,2

On voit 1° que ces formules sont toutes des multiples de la plus simple d'entre elles, $H^5C^8O^7$, ce qui porte à admettre qu'elles dérivent toutes de

la *pectine* par de simples dédoublements moléculaires et par des séparations ou des absorptions d'eau ; 2° que la pectine et la parapectine sont des substances neutres, tandis que les autres sont acides, et que leur acidité augmente progressivement, à mesure qu'elles s'éloignent de la pectose : ainsi l'acide *métapectique* est aussi énergique que les acides citrique, malique, tartrique, et son sel de plomb contient 67,2 pour 100 d'oxyde de plomb; on voit également qu'il existe entre l'*amidon,* la *cellulose* et la *pectose,* c'est-à-dire entre les trois corps qui paraissent le plus abondamment répandus dans l'organisation végétale, des analogies frappantes, puisque l'amidon et la cellulose aussi sont d'abord neutres, puis se modifient sous l'influence de quelques réactifs, et notamment des ferments, et donnent un acide énergique, l'acide lactique, après avoir passé par une série d'états isomériques.

Comment expliquer maintenant la *production des gelées par l'action de la chaleur sur les fruits?* Lorsqu'on fait cuire un fruit, les acides citrique, malique, etc., que celui-ci contient, transforment la pectose en *pectine;* aussi, en abandonnant à lui-même le suc de certains fruits cuits, obtient-on une *gelée* incolore; et ce qui prouve que la transformation dont je parle est due à la cuisson, c'est que le suc d'une pomme verte, par exemple, ne contient pas la moindre trace de pectine, tandis qu'il en fournit beaucoup si on le fait bouillir pendant quelques instants avec la pulpe d'où il a été exprimé.

La production des gelées, si elle est quelquefois le résultat de la réaction de la *pectose* sur la pectine, ainsi que je viens de le dire, est le plus ordinairement produite par la réaction de la *pectase* (sorte de ferment, voy. p. 95) sur la pectine, qu'elle fait passer à l'état d'acide *pectosique gélatineux* si l'action n'est pas trop prolongée, et à l'état d'acide *pectique* si cette action est prolongée. Les gelées sont aussi quelquefois produites par la dissolution de l'acide pectique dans les sels organiques contenus dans les fruits.

En combinant ces deux modes d'action, on se rend facilement compte de la production des *gelées* que l'on prépare avec les pommes, les prunes, les poires, etc., soumises à l'action simultanée de la chaleur et de l'eau; en effet, les acides malique, citrique, etc., de ces fruits, transforment la *pectose* en *pectine;* celle-ci, à son tour, est changée par la *pectase* en acide *pectosique,* qui se prend en *gelée* par le refroidissement; si l'action de la *pectase* est prolongée, l'acide pectosique est changé en acide *pectique.* Il ne faudrait pas trop brusquer l'opération en chauffant rapidement les fruits, car alors la pectase serait coagulée et n'agirait pas sur la pectine; aussi, quand on veut faire des conserves de fruits,

oit-on se borner à les plonger pendant quelques instants seulement ans de l'eau bouillante. Il est à remarquer que, pendant la coction des ruits, la cellulose qu'ils renferment n'est pas altérée, et que la pectose eule est modifiée par les acides.

Ces faits permettent d'expliquer un phénomène généralement connu : on sait que dans beaucoup de circonstances un mélange de suc de groeilles et de suc de framboises se prend instantanément en gelée ; c'est que ce dernier est riche en pectase, qui transforme rapidement en acide ectosique *gélatineux* la pectine contenue dans le suc de groseilles.

Il sera maintenant aisé de comprendre ce qui se passe pendant la *maturation des fruits*. Ceux-ci, quand ils sont *verts*, renferment de la *pecose* et point de pectine ; à mesure qu'ils mûrissent, il s'y développe de la ectine, à ce point que lorsqu'ils sont parfaitement mûrs, ils sont rihes en pectine et surtout en parapectine ; alors il n'y a plus sensiblenent de pectose. Si les fruits sont parvenus au delà de la maturité, u'ils soient déjà prêts à se décomposer, ils ne contiennent guère que le l'acide *métapectique* combiné avec la potasse ou avec la chaux ; d'où l suit que, pendant la maturation, les substances gélatineuses des fruits ubissent des modifications analogues à celles que l'on produit dans les aboratoires en soumettant ces substances à l'action successive des acies, de l'eau, des alcalis ou de la pectase.

DE L'APIINE. $H^{14}C^{24}O^{13}$.

Elle a été découverte par Braconnot dans le persil (*apium petroselinum*). Elle est en poudre ténue, blanche, inodore, insipide, fusible à 180°, et décomposable de 200° à 210°. Presque insoluble dans l'eau froide, elle se dissout facilement dans l'eau bouillante ; des dissolutions aqueuses d'une partie d'apiine sur 1,000 et même sur 8,500 parties d'eau *se prennent en gelée* par le refroidissement, à moins qu'on ne les ait fait bouillir pendant longtemps. Elles sont colorées en rouge de sang par le sulfate de protoxyde de fer, alors même qu'elles ne renferment que $1/_{8000}$ d'apiine. Elle est soluble dans 389 parties d'alcool froid, tandis que le même liquide bouillant la dissout facilement ; cette dissolution précipite en jaune par l'acétate de plomb, et ne colore pas l'amidon en bleu. Si on fait bouillir de l'apiine, pendant 20 minutes, avec de l'acide sulfurique ou de l'acide chlorhydrique *étendus*, la liqueur *ne se prend plus en gelée* par le refroidissement, et il se dépose des flocons blancs, sans qu'il se forme du sucre ; l'acide sulfurique *concentré* la colore en rouge orangé, et si l'on ajoute de l'eau, il se précipite un

corps floconneux blanchâtre, $H^{12}C^{24}O^{11}$, c'est-à-dire de l'apiine, moins 2 équivalents d'eau. L'acide azotique la décompose, sans former ni acide picrique ni acide oxalique. Chauffée avec un mélange d'acide sulfurique et de bioxyde de manganèse, on obtient, dans le récipient, de l'acide formique et de l'acide acétique. Les alcalis dissolvent l'apiine sans l'altérer; en ajoutant un acide à ces dissolutions, l'apiine se dépose sous forme d'une *gelée épaisse* et transparente. On voit que l'apiine se rapproche beaucoup de la pectine par ses propriétés.

Préparation. On traite par l'eau bouillante le persil recueilli avant la floraison; on filtre à travers une toile, et l'apiine se prend en une gelée verte par le refroidissement. On la purifie en la soumettant successivement à l'action de l'alcool et de l'éther bouillants (Planta et Wallace, *Journ. de pharm.*, octobre 1850).

DE LA MANNITE. $H^{14}C^{12}O^{12}$.

La mannite existe dans les diverses espèces de manne, surtout dans la manne en larmes, dont elle forme la presque totalité, dans le céleri-rave, dans les oignons, les champignons, dans le suc de betterave et d'autres substances qui ont éprouvé la fermentation visqueuse, et dans le miel fermenté, selon Guibourt.

Elle est blanche, solide, inodore, douée d'une saveur sucrée, agréable; elle cristallise en prismes quadrangulaires très-fins et demi-transparents. Elle n'exerce pas de pouvoir rotatoire sur la lumière polarisée, et ne donne pas de sucre tournant à gauche quand on la traite par les acides.

A une chaleur de 100 degrés, elle fond en un liquide limpide, sans perdre de son poids: par le refroidissement, elle se prend en une masse cristalline d'un éclat soyeux; une plus forte chaleur la décompose. Elle est très-soluble dans l'eau; l'alcool la dissout bien à chaud, mais elle se précipite par le refroidissement.

L'acide azotique du commerce la transforme en acides *oxalhydrique* et *oxalique*, mais elle ne fournit pas d'acide mucique; s'il est monohydraté, il donne une matière *explosible*. L'acide arsénique lui communique une couleur rouge-brique.

Elle n'éprouve pas la fermentation alcoolique.

L'acide sulfurique la fait passer à l'état d'acide sulfomannitique $= H^5C^6O^4, 2SO^3, HO$. Chauffée avec de la chaux, elle donne de la *métacétone* (Favre), et avec la potasse du *métacétonate* de potasse; avec du chlorure de sodium, elle forme un composé, $2H^7C^6O^6$, NaCl.

Sa dissolution aqueuse n'est pas précipitée par le sous-acétate de plomb.

Elle a été employée par M. Martin-Solon, comme purgatif, à la dose de 30 à 60 grammes, préalablement dissoute dans un poids double d'eau bouillante.

Préparation. Pour se la procurer, on traite la manne en larmes par de l'alcool bouillant; celui-ci la dépose par le refroidissement; à l'aide de plusieurs cristallisations successives, on l'obtient parfaitement pure. Si on voulait la retirer des végétaux qui contiennent à la fois du sucre, de la mannite, etc., on commencerait par détruire le sucre par la fermentation, on évaporerait la liqueur à siccité, puis on agirait par l'alcool bouillant, comme il vient d'être dit.

DE LA GLYCYRRHIZINE. $H^{22}C^{36}O^{12}, 2HO$.

Ce principe sucré de la racine de réglisse, découvert par Robiquet, est solide, de couleur jaune, transparent, d'une saveur analogue à celle de la réglisse; la chaleur le ramollit, puis le boursoufle; projeté sur une bougie allumée, il brûle à la manière du lycopode.

Il est peu soluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool, plus à chaud qu'à froid; l'éther ne le dissout point. Il ne fermente pas.

La glycyrrhizine peut s'unir avec les acides, les bases et les sels. Ses combinaisons acides sont en général peu solubles.

Pour l'obtenir, on verse un peu d'acide sulfurique dans le produit de la décoction concentrée de la racine de réglisse; il se forme aussitôt un précipité blanc de matière albumineuse et de glycyrrhizine; on lave ce précipité avec de l'eau légèrement acidulée, et on le traite par l'alcool, qui dissout, par la chaleur, la combinaison sulfurique de glycyrrhizine, tandis qu'il sépare l'albumine; l'on ajoute ensuite quelques gouttes de carbonate de potasse dans la liqueur, jusqu'à ce qu'elle ne soit plus acide; en filtrant et en évaporant, cette matière reste pure.

DE LA PHLORIDZINE. $H^{16}C^{24}O^{14}$.

La phloridzine a été découverte par de Konink et Stas, dans l'écorce fraîche de la racine du pommier, du cerisier et du prunier.

Elle cristallise en aiguilles prismatiques à base carrée, incolores, soyeuses et déliées, sans action sur les couleurs végétales, solubles dans 1,000 parties d'eau froide, et en toutes proportions dans l'eau bouillante, à qui elle communique sa saveur astringente; elle est très-soluble dans

l'alcool, tandis que l'éther ne la dissout pas; sa densité est de 1,42. La dissolution alcoolique exerce le pouvoir rotatoire *vers la gauche*.

A 100°, elle perd 2 équivalents d'eau de cristallisation; à 109°, elle fond, et ne se décompose qu'à 200°.

La phloridzine se combine avec la chaux et la baryte, et forme des composés solubles que l'on n'obtient que par l'évaporation des liqueurs; une dissolution de phloridzine produit un précipité blanc dans l'acétate de plomb basique: ce précipité renferme des quantités différentes de base, selon la température à laquelle il a été produit. C'est à l'aide de ces composés que M. Stas est parvenu à déterminer l'équivalent de la phloridzine.

Lorsqu'on fait bouillir une dissolution aqueuse de phloridzine à laquelle on a préalablement ajouté de l'acide sulfurique ou chlorhydrique, la phloridzine se transforme en glucose et en *phlorétine*.



$$\underbrace{H^{16}C^{24}O^{14}}_{\text{Phloridzine.}}, \underbrace{4HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{H^{14}C^{12}O^{14}}_{\text{Glucose.}}, \underbrace{H^{6}C^{12}O^{4}}_{\text{Phloretine.}}$$

Par l'action de l'acide azotique, Stas a obtenu une matière de couleur puce, incristallisable, soluble dans les solutions alcalines, d'où elle est précipitée par les acides, soluble dans l'alcool et l'esprit de bois, insoluble dans l'eau. L'acide *azotique très-concentré* et bouillant la change en acide oxalique et probablement aussi en acide carbazotique: ce corps, dans lequel de l'azote a été substitué à une certaine quantité d'hydrogène, constitue l'acide *nitro-phlorétique*. La phloridzine fondue dans un courant de gaz ammoniac en absorbe 12 pour 100 de son poids; ce composé, qui se conserve parfaitement à l'abri de l'air, peut s'unir à une grande quantité de gaz oxygène; alors il se fonce en couleur, de jaune-serin il devient jaune orangé, rouge, puis pourpre, et enfin d'un bleu foncé; dans cet état, il constitue le *phloridzéate d'ammoniaque*. La dissolution aqueuse de ce sel, évaporée sous une cloche renfermant de la potasse en fragments, laisse une matière d'un bleu pourpre, à reflet cuivreux, inaltérable à l'air sec, très-soluble dans l'eau, à laquelle elle communique une couleur bleue magnifique; quand on la chauffe, elle perd de l'ammoniaque et laisse précipiter un corps rouge. Cette dissolution est décolorée par toutes les matières désoxygénantes; au contact de l'air, elle reprend sa couleur bleue en absorbant de l'oxygène.

La phloridzine a été employée avec succès en médecine pour combattre les fièvres intermittentes.

Préparation. Pour se la procurer, il suffit de faire une décoction

aqueuse et concentrée de l'écorce de la racine du pommier, de décanter cette décoction bouillante et de l'abandonner à elle-même; par le refroidissement du liquide, la phloridzine se précipite à l'état amorphe et souillée de matière colorante; en traitant ce précipité une ou deux fois par le charbon animal, on obtient la phloridzine d'une pureté parfaite. On peut encore traiter la racine fraîche par l'alcool à 80 centièmes; en distillant l'alcool, la phloridzine cristallise par refroidissement.

DE LA PHLORÉTINE. $H^6C^{12}O^4$.

La phlorétine est sous forme de cristaux, d'une saveur sucrée, fusibles à 180° et décomposables à une température plus élevée. Elle est peu soluble, même dans l'eau bouillante et dans l'éther; l'alcool la dissout très-bien. Elle forme avec le protoxyde de plomb un composé $= 2PbO, H^6C^{12}, O^4$. Elle se combine avec l'ammoniaque comme la phloridzine. On l'obtient en traitant celle-ci par les acides faibles (voyez p. 102). Elle n'a point d'usages.

DE L'OLIVILE. $H^{18}C^{28}O^{10}$.

Suivant Pelletier, il existe dans la gomme d'olivier un principe particulier auquel il a donné le nom d'*olivile*. Il est sous forme de poudre blanche, brillante, amylacée, ou bien en petites lamelles ou en aiguilles aplaties, inodores, et douées d'une saveur amère, sucrée et aromatique; ces cristaux contiennent deux équivalents d'eau, qu'ils perdent à 108°, tandis qu'ils en abandonnent un seulement dans le vide. Chauffés plus fortement, ils donnent de l'acide *pyrolivique,* $H^{12}C^{20}O^4, HO$. Il fond et jaunit à la température de 120°. L'*eau* froide le dissout à peine; il est plus soluble dans l'eau bouillante. L'*alcool* n'agit presque pas sur l'olivile à froid, mais il la dissout en toutes proportions à l'aide de la chaleur. L'*éther* est sans action sur l'olivile pure. Les *huiles fixes* ou *volatiles* n'agissent point sur elle à froid; à chaud, elles en dissolvent une certaine quantité. L'acide *acétique* concentré la dissout à toutes les températures, et la liqueur ne précipite pas par l'eau. L'acide *sulfurique* concentré la charbonne. L'acide *azotique* la dissout à froid, et se colore en rouge foncé; si on élève un peu la température, il la décompose en se décomposant lui-même, et fournit une très-grande quantité d'acide oxalique. L'acide *chromique* l'oxyde, et donne un composé qui a pour formule $Cr^2O^3, H^{18}C^{28}O^{13}$. Les *alcalis* étendus d'eau dissolvent l'olivile sans l'altérer. Le *sous-acétate de plomb* précipite de sa dissolution

aqueuse des flocons très-blancs, solubles dans l'acide acétique; l'acétate de plomb neutre la précipite également, mais avec moins d'énergie. L'olivile est sans usages.

Préparation. On fait dissoudre la gomme d'olivier épuisée par l'éther dans un excès d'alcool rectifié; on abandonne la liqueur à elle-même, et l'olivile cristallise; on la purifie en la dissolvant dans l'alcool, et en faisant cristalliser de nouveau.

DE LA PICROTOXINE. $H^7C^{12}O^5$.

La picrotoxine, découverte par M. Boullay, ne se trouve que dans le fruit du *menispermum cocculus* (coque du Levant). Elle a été considérée pendant quelques années comme une *base salifiable organique,* tandis qu'elle joue plutôt le rôle d'acide que de base dans diverses combinaisons.

Elle est le plus souvent sous forme d'aiguilles aciculaires, quoique dans certaines circonstances elle se présente en filaments soyeux et flexibles, en masses mamelonnées ou en cristaux durs et grenus. Elle est blanche, brillante, demi-transparente, excessivement amère. Elle se comporte au feu à peu près comme les résines, et se décompose sans donner de produit ammoniacal; elle se dissout dans 25 parties d'eau bouillante et dans 150 parties d'eau à 14°. Il ne faut que 3 parties d'alcool pour la dissoudre. *Les acides ne se combinent pas* avec la picrotoxine; l'acide sulfurique, à la température de 14°, la jaunit peu à peu, puis la fait passer au rouge safrané, et, pour peu que l'on chauffe, la matière se détruit et se charbonne entièrement. Les acides azotique et hypoazotique la transforment en acide oxalique. L'acide chlorhydrique et surtout l'acide acétique la dissolvent sans former des sels; si l'on fait évaporer les liqueurs, on obtient des cristaux, qui, étant suffisamment lavés avec de l'eau, ne laissent que de la picrotoxine, tandis que les acides se trouvent dans les eaux de lavage. Les *alcalis* minéraux favorisent tous la dissolution de la picrotoxine dans l'eau. La brucine, la strychnine, la quinine, la cinchonine, la morphine et la narcotine, se combinent avec la picrotoxine et forment des sels cristallisables, des espèces de *picrotoxates* dans lesquels la picrotoxine joue le rôle d'acide, et dont la potasse et la soude séparent les bases, savoir, la brucine, la strychnine, etc. (*Ann. de chim.,* octobre 1833.) Plusieurs expériences faites sur les animaux prouvent que c'est à elle que la coque du Levant doit ses propriétés vénéneuses (voy. mon *Traité de toxicologie,* t. II, 4e édition).

DE LA MÉCONINE. $H^4C^{18}O^4$.

La méconine, découverte par M. Dublanc jeune, n'a été trouvée jusqu'à présent que dans l'opium. Elle cristallise en prismes blancs à six pans, dont deux faces, plus larges et parallèles, sont terminées par un sommet dièdre; elle est inodore, d'abord insipide, puis offrant une saveur âcre. Elle est fusible à 90°,5, et ressemble alors à une huile incolore; à 155° elle peut être distillée *sans altération*. Elle est soluble dans 18,56 parties d'eau bouillante et dans 265,75 parties d'eau froide, et beaucoup plus dans l'alcool, dans l'éther et dans les huiles essentielles. La plupart des alcalis la dissolvent sans contracter de combinaison avec elle. Les acides chlorhydrique et acétique la dissolvent sans l'altérer; les acides sulfurique et azotique, au contraire, la décomposent; la dissolution sulfurique est incolore si elle a été faite avec l'acide étendu, mais si on la concentre à une très-douce chaleur, elle acquiert une belle couleur *verte foncée*. L'acide azotique la décompose en se décomposant, et donne naissance à l'acide nitroméconique (nitroméconine). Il en est de même du chlore, qui réagit sur elle de manière à produire l'acide *méchloïque*. Elle agit à peine sur l'économie animale.

Préparation. On obtient la méconine en traitant le *solutum* aqueux d'opium de Smyrne par l'ammoniaque, qui fournit un précipité et une liqueur; celle-ci étant évaporée donne des cristaux que l'on traite par l'alcool, par l'eau et par l'éther (voy. pour les détails les *Ann. de chim.* d'août 1832).

DE LA CUSPARINE.

La *cusparine* a été trouvée en 1833, par M. Saladin, dans l'écorce d'angusture vraie. Elle est sous forme de cristaux tétraédriques, réunis en groupes blancs, d'une saveur amère, un peu mordicante. Elle fond au-dessus de 45°, et ne commence à s'altérer qu'à 133°; alors elle se décompose sans fournir de produits ammoniacaux; 100 parties d'eau bouillante n'en dissolvent que 11,04 parties; l'alcool froid en dissout $^{37}/_{100}$ de son poids; elle est insoluble dans les huiles volatiles, dans l'éther; elle se dissout dans les acides sans former des sels, car elle se précipite à mesure que l'on concentre la dissolution. L'acide sulfurique colore la cusparine en rouge brun, et l'acide azotique en jaune verdâtre; elle n'est point colorée en bleu par les sels de sesquioxyde de fer; comme la brucine, dont elle diffère à tant de titres, elle est colorée en rouge

pourpre par l'azotate acide de bioxyde de mercure. Elle n'est point vénéneuse. On l'obtient en traitant l'écorce d'angusture vraie par l'alcool froid, en évaporant, et en traitant de nouveau et à plusieurs reprises le produit par l'alcool, puis par le protoxyde de plomb hydraté et l'éther (voy. *Journ. de chim. méd.,* juillet 1833).

DE L'ÉLATÉRINE.

L'élatérine est un principe immédiat retiré par M. Martins du *momordica elaterium.* Il est blanc, cristallin, très-amer, un peu styptique, insoluble dans l'eau et dans les alcalis, très-peu soluble dans les acides, se dissolvant dans l'alcool, l'éther et l'huile d'olives bouillante. Ses cristaux, vus en masse, ont un aspect soyeux; examinés à la loupe, ils présentent des prismes rhomboïdaux, striés sur leurs faces, et très-brillants. L'élatérine est décomposée par les acides concentrés; elle forme avec l'acide azotique une masse jaunâtre, d'apparence gommeuse, et avec l'acide sulfurique, une dissolution d'une couleur foncée, rouge de sang. Elle est fusible à une température un peu supérieure à celle de l'eau bouillante; chauffée plus fortement, elle se volatilise en donnant une vapeur blanchâtre, épaisse, d'une odeur presque ammoniacale. C'est à l'élatérine que l'*elaterium* doit ses propriétés médicinales et vénéneuses.

DE LA GENTIANINE. $H^5C^{14}O^5$.

MM. Henry et Caventou ont trouvé dans la racine de gentiane (*gentiana lutea*) un principe qu'ils ont nommé *gentianine,* et auquel la racine doit son amertume. La gentianine est en aiguilles cristallines d'un beau jaune, inodores, très-amères, très-solubles dans l'éther et dans l'alcool, beaucoup moins solubles dans l'eau, surtout à la température ordinaire : aucune de ces dissolutions n'altère les couleurs végétales. Chauffée dans des vaisseaux fermés, la gentianine se décompose en partie, tandis qu'une autre portion se sublime sous forme de petites aiguilles jaunes. Elle se combine avec les acides, et donne des dissolutions très-amères, presque incolores ou légèrement jaunâtres. Dissoute dans l'eau, la gentianine précipite le sous-acétate de plomb en jaune, tandis qu'elle ne trouble point l'acétate ordinaire, le chlorure de baryum, l'ammoniaque, l'oxalate d'ammoniaque, la potasse, ni le sublimé corrosif. Elle se comporte comme un acide faible, et forme avec les bases des sels hydratés ou anhydres parfaitement définis.

Préparation. On forme avec l'éther et la poudre de gentiane une teinture d'un jaune verdâtre, qu'il suffit de chauffer légèrement et de laisser refroidir pour en obtenir une masse jaune cristalline : on traite cette masse par l'alcool, jusqu'à ce que le liquide cesse de prendre une couleur citrine ; on évapore lentement cette dissolution, et l'on obtient de nouveau une masse jaune cristalline; on mêle cette masse avec de l'alcool faible, qui laisse une matière huileuse, et qui dissout, outre la gentianine, un acide et un principe odorant ; on évapore la liqueur jusqu'à siccité ; on délaie le produit dans l'eau, et on le fait bouillir avec un peu de magnésie calcinée et bien lavée ; on filtre et on évapore au bain-marie, pour chasser la plus grande partie du principe odorant : la gentianine reste en partie libre, en partie combinée avec la magnésie, à laquelle elle communique une belle couleur jaune. En faisant bouillir cette magnésie avec de l'éther, on enlève la majeure partie de la gentianine, que l'on obtient pure et isolée par l'évaporation de l'éther : si l'on veut séparer de la magnésie la portion de la gentianine que l'éther n'a pas enlevée, on la traite par une petite quantité d'acide oxalique, qui s'empare de la magnésie, et met à nu la gentianine ; il s'agit alors de la faire dissoudre dans l'éther.

DE L'HESPÉRIDINE.

L'hespéridine a été découverte en 1828, dans les orangettes, par M. Lebreton, pharmacien à Angers ; elle est répandue dans toute la famille des hespéridées. On peut l'obtenir en aiguilles affectant une forme mamelonnée, et en poudre blanche ayant quelque rapport par son aspect avec l'amidon. Elle peut être considérée comme une matière particulière, neutre, insoluble dans l'eau et dans l'alcool froid, soluble, au contraire, dans ces deux liquides froids, lorsqu'elle est alliée à la matière amère qui existe dans les orangettes, et que la quantité de véhicule n'est pas trop petite. Le sulfate de sesquioxyde de fer la précipite en brun rouge (voyez, pour son extraction et pour plus de détails, le *Journal de pharmacie,* n° de juillet 1828) (1).

---

(1) L'*hordéine*, dont l'existence avait été annoncée par Proust, n'est que du *son très-divisé.*

DE LA LIRIODENDRINE.

La liriodendrine a été retirée, par M. Emmet, du tulipier. Elle cristallise en étoiles, ou en prismes, ou en lames minces transparentes et incolores, peu solubles dans l'eau froide, d'une odeur et d'une saveur balsamiques, fusibles à 180° de Fahrenheit, en partie volatiles, en partie décomposables par le feu, sans fournir de traces ni d'acide benzoïque ni de carbonate d'ammoniaque, solubles dans quelques acides, nullement alcalines (voy. *Journ. de pharm.,* 1831).

DE LA PEUCÉDANINE. $H^{12}C^{24}O^{6}$.

Le peucédanine existe dans la racine du *peucedanum officinale.* Elle est en prismes rhomboïdaux brillants et incolores, fusibles à 75°; à 130°, elle commence à brunir et se sublime en partie. Elle se dissout dans les alcalis, et est précipitée de ces dissolutions par les acides. Elle est difficilement soluble dans l'alcool faible, et plus soluble dans l'alcool concentré; elle se dissout dans l'éther. Chauffée à 60° avec de l'acide azotique de 1,21 de densité, elle fournit la *nitropeucédanine,* $H^{10}C^{24}AzO^{9}$, en écailles incolores et flexibles, de l'acide oxalique, et un autre acide désigné par Bottcher et Wille sous le nom d'acide *styphnique.* A 100°, la nitropeucédanine, soumise à un courant de gaz ammoniac, donne la *nitropeucédamide,* $H^{12}C^{24}Az^{2}O^{8}$, sorte d'amide. Quant à l'*oxypeucédanine,* elle n'est que le résidu grenu qui reste lorsqu'on traite la peucédanine par l'éther; elle fond à 140°.

DE LA PLUMBAGINE (PLUMBAGIN).

Le plumbagin, retiré en 1828 par M. Dulong, d'Astafort, de la racine de dentelaire (*plumbago europœa*), est sous forme de pyramides allongées ou de cristaux prismatiques d'un jaune orangé ou d'un jaune brillant, très-fragiles; placé sur la langue, il fait ressentir d'abord la sensation d'une saveur légèrement sucrée, et bientôt après celle d'une saveur âcre et piquante qui prend à la gorge; il est sans action sur les papiers réactifs. La chaleur le fond aisément, et il peut cristalliser par refroidissement en rayons divergents fauves; si on élève davantage la température, il se sublime en partie; l'autre portion se décompose à la manière des substances végétales non azotées. Il est fort peu soluble dans l'eau froide, beaucoup plus soluble à chaud; ce dernier *solutum*

a une couleur jaune orangée, et passe au rouge-cerise par les alcalis, le sous-acétate de plomb, le sesquichlorure de fer; les acides font reparaître la couleur sans altération. Le plumbagin est très-soluble, même à froid, dans l'alcool et dans l'éther (voyez, pour plus de détails, le *Journ. de pharm.*).

DE LA COLOMBINE. $H^{22}C^{42}O^{14}$.

On l'extrait de la racine de colombo. Elle est sous forme de cristaux blancs neutres, ne se combinant ni aux acides ni aux alcalis (Bodeker, *Journ. de pharm.*, septembre 1849).

DE LA POPULINE.

Elle a été découverte par Braconnot dans l'écorce du tremble (*tremula populus*). On ajoute du carbonate de potasse à la décoction bouillante de cette écorce, et la populine se précipite par le refroidissement en aiguilles blanches déliées, d'une saveur âcre et douce, rappelant celle de la réglisse : elle se dissout dans 70 parties d'eau bouillante et dans 1,000 d'eau froide. Elle est fort soluble dans l'alcool.

DE LA QUERCINE.

La quercine est une matière cristalline, semblable à la salicine, contenue dans l'écorce du *quercus robur*. Elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool, insoluble dans l'éther, et amère. Sa dissolution est précipitée par les sels de plomb, d'argent, d'étain, et de protoxyde de mercure (Gerber).

DE LA PICROLICHENINE.

La picrolichenine, découverte en 1831 par Alms dans le *variolaria ansara,* est une substance solide, cristallisée en pyramides doubles, tronquées, à base rhombe et à quatre faces, incolores, inaltérables à l'air, inodores, d'une saveur très-amère, d'une densité de 1,176. Elle fond au-dessous de 100° et se concrète par le refroidissement; elle est insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles essentielles, et à chaud dans les huiles grasses. Sa dissolution alcoolique a une réaction acide, et est précipitée par l'eau.

Sous l'influence de l'ammoniaque, la picrolichénine se change en un corps résinoïde et visqueux rougeâtre, qui finit par cristalliser en aiguilles d'un jaune de safran fort riche; cette réaction dénoterait une relation entre ce corps et l'*orcine* ou l'*érythrine*. Il paraît qu'elle est fébrifuge.

DE L'ILICINE.

On l'obtient en précipitant la décoction des feuilles de houx (*ilex aquifolium*) par l'acétate de plomb basique, en évaporant le liquide filtré, et en traitant le résidu par l'alcool absolu et bouillant. Elle est sous forme de cristaux transparents d'un jaune brunâtre, amers, insolubles dans l'éther et solubles dans l'eau. Cette dissolution n'est pas précipitée par les oxydes métalliques (Delechamps). On la recommande comme un remède puissant contre les fièvres intermittentes et l'hydropisie.

DE LA LILACINE OU SYRINGINE.

Cette matière, signalée primitivement dans les capsules vertes du lilas par Braconnot, Petroz et Robinet, a été obtenue à l'état de pureté par M. Meillet. Elle cristallise en petites aiguilles légères, semblables à la méconine, ou en longs prismes quadrilatères à sommets dièdres; elle n'est soluble ni dans l'eau ni dans les acides. Elle est encore peu connue.

DE LA DAPHNINE.

Matière incolore retirée des *daphne gnidium* et *alpina*. Elle est en cristaux groupés en aigrettes, d'une saveur un peu âcre et amère, peu solubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante, l'alcool et l'éther; les alcalis la colorent en jaune, et les oxydes métalliques ne précipitent pas sa dissolution aqueuse.

DE L'ANTIARINE. $H^{16}C^{14}O^{5}$.

L'antiarine est le principe actif de l'*upas antiar,* gomme-résine provenant d'un arbre qui croît à Sumatra, à Borneo et à Java, et que l'on nomme *antiaris toxicaria*.

Cette matière cristallise en lamelles nacrées, inodores, plus pesantes que l'eau, solubles dans 251 parties d'eau froide, dans 27,4 d'eau bouil-

lante, dans 70 parties d'alcool et dans 2,792 d'éther à 22°,50. Elle se dissout dans les acides, dans la potasse et dans l'ammoniaque étendue. Sa solution aqueuse n'est ni acide ni alcaline.

On l'obtient en traitant cette gomme-résine par l'alcool, en reprenant l'extrait par l'eau, et en évaporant en consistance de sirop; elle cristallise par le repos.

Cette substance, appliquée sur la plaie d'un animal, détermine des vomissements, des convulsions, la diarrhée, et peu après la mort. Cette action vénéneuse est singulièrement accélérée lorsque l'antiarine est mélangée avec des matières solubles, telles que le sucre.

DE LA SÉNÉGUINE OU POLYGALINE. $H^{18}C^{22}O^{11}$.

Principe découvert par Gehlen, dans le *polygala senega*, et étudié par Feneulle, Peschier, et surtout par Quevenne. On l'obtient en précipitant l'extrait aqueux du polygala par l'acétate de plomb, en enlevant l'excès de plomb du liquide filtré, au moyen de l'acide sulfhydrique, en évaporant, en reprenant le résidu par l'alcool à 36 degrés, en évaporant de nouveau, en traitant l'extrait alcoolique par de l'éther, en dissolvant dans l'eau et en précipitant par l'acétate de plomb basique. Le précipité ainsi obtenu, décomposé par l'acide sulfhydrique, donne un liquide qui, évaporé et repris par l'alcool, fournit la séneguine à l'état de pureté. C'est une substance blanche, pulvérulente, inodore, d'une saveur peu sensible d'abord, puis fort âcre et astringente. Elle se dissout lentement dans l'eau froide et mieux dans l'eau bouillante; elle est également soluble dans l'alcool, et insoluble dans l'éther et dans les huiles; elle se dissout aisément dans les alcalis, sans les neutraliser.

Sa poudre, introduite dans le nez, excite l'éternument.

DE LA CUBÉBINE (CUBÉBIN).

Il a été trouvé dans le cubèbe (*piper cubeba*) par MM. Soubeiran et Capitaine. On épuise par de l'alcool la pulpe qui reste en préparant l'extrait éthéré des cubèbes, puis on traite la liqueur par une lessive de potasse; on la précipite avec un peu d'eau et on la purifie par quelques cristallisations dans l'alcool. Le cubébin est blanc, incolore, insipide, et sous forme de petites aiguilles réunies par groupes; il n'est pas volatil, il se dissout peu dans l'alcool et dans l'eau froide; mais par la chaleur ces corps en dissolvent beaucoup plus; il est soluble aussi dans l'acide acétique, les huiles grasses et essentielles. Il renferme 67,90 de

carbone, 5,65 d'hydrogène, et 26,35 d'oxygène. Il paraît être le principe actif des cubèbes.

DE LA LACTIDE. $H^4 C^6 O^4$.

La lactide, obtenue pour la première fois par MM. Pelouze et J. Gay-Lussac, en décomposant par le feu l'acide lactique anhydre, est en larges tables rhomboïdales, incolores et transparentes. A 120°, elle s'affaisse sans fondre, mais en émettant des vapeurs; à une température plus élevée, elle fond et se sublime assez rapidement; à 250°, elle se décompose et fournit les mêmes produits que l'acide lactique anhydre. Elle est insoluble dans l'eau froide, tout en étant hydratée par ce liquide, qui la transforme en acide lactique hydraté; elle est plus soluble dans l'eau bouillante que ce dernier. Les alcalis la font également passer à l'état d'acide lactique anhydre. Elle absorbe le gaz ammoniac sec, et donne la *lactamide*, $H^5 C^6 O^4$, AzH^2, cristallisable, qui se comporte avec les alcalis et les acides hydratés comme une véritable amide. En absorbant deux équivalents d'eau, la lactamide est changée en lactate d'ammoniaque.

Préparation de la lactide. On chauffe au bain-marie, pour le débarrasser de l'aldéhyde, le produit liquide obtenu en décomposant l'acide lactique anhydre à 250° ou 260°; par le refroidissement, ce produit se prend en une masse cristalline; on lave celle-ci avec de l'alcool absolu, froid, pour la décolorer; on la fait dissoudre dans l'alcool bouillant, qui, par le refroidissement, laisse déposer la lactide pure et cristallisée.

DE LA LACTONE. $H^8 C^{10} O^4$.

D'après M. Pelouze, il se formerait aussi, pendant la distillation de l'acide lactique anhydre, de la *lactone*, substance liquide, d'une odeur pénétrante, qui paraît être à l'acide lactique ce que l'acétone est à l'acide acétique. M. Gerhardt dit n'avoir jamais pu constater la présence de ce principe immédiat dans le produit de cette distillation (1).

---

(1) Tous les corps que je vais décrire, à dater de la digitaline jusqu'aux corps gras (voy. p. 122), ont été considérés par quelques chimistes comme étant des principes immédiats; il est probable que bon nombre d'entre eux ne sont que des mélanges ou des composés de principes déjà connus et différents les uns des autres : on voit que leur étude a besoin d'être complétée.

DE LA DIGITALINE.

La digitaline fait partie de l'extrait de digitale; elle a été étudiée, dans ces derniers temps, par MM. Quevenne et Homolle. Elle est sous forme de stries écailleuses ou de masses d'un jaune-paille, d'un aspect résinoïde, plus ou moins transparentes, *non cristallines*, d'une odeur aromatique *sui generis*, d'une amertume très-prononcée, sans action sur les papiers rouge et bleu de tournesol, inaltérables à l'air, peu solubles dans l'eau, très-solubles dans l'alcool faible ou concentré, solubles à 9° c. dans 100 parties d'éther d'une densité de 0,727, ne se combinant ni avec les acides (l'acide tannique excepté) ni avec les alcalis, *colorant en vert émeraude* l'acide chlorhydrique concentré. Les alcalis et les carbonates alcalins la décomposent, surtout à chaud. Elle est excessivement vénéneuse. Tout en reconnaissant qu'elle possède les propriétés médicales de la digitale, plusieurs praticiens préfèrent employer cette plante, parce qu'ils redoutent les effets trop énergiques de la digitaline.

Préparation. On traite l'extrait alcoolique de digitale par de l'éther légèrement alcoolisé, d'une densité de 0,783, qui dissout à la fois la digitaline, la digitalose et le digitalin; on évapore, et l'on traite le résidu par l'alcool à 60 degrés, qui dissout la digitaline et laisse la plus grande partie de la digitalose et du digitalin; on évapore la dissolution à une douce chaleur, et l'on traite le produit par de l'alcool faible, qui dissout la digitaline; malheureusement celle-ci ne peut pas être complétement débarrassée de *quelques traces* de digitalose et de digitalin.

La *digitalose*, substance cristallisable, le *digitalin* et la *digitalïde*, constituent trois autres matières *neutres* contenues dans l'extrait de digitale.

DE LA SAPONINE. $H^{23}C^{26}O^{16}$.

M. Bussy a décrit en 1832 une matière qui existe dans le marron d'Inde, dans l'écorce du *quillaia saponaria*, et qu'il a extraite du *gypsophila struthium* (saponaire d'Égypte), genre très-voisin des saponaires, et à laquelle il a donné le nom de saponine. Elle est blanche, incristallisable, âcre, piquante, friable, très-soluble dans l'eau; un millième de son poids suffit pour communiquer à ce liquide la propriété de mousser par l'agitation; l'alcool la dissout très-bien, cependant elle est moins soluble dans ce liquide très-concentré; l'éther ne la dissout point. Les acides étendus et bouillants la convertissent en acide *esculique* (Frémy). L'acide azotique la transforme à chaud en une matière jaune, d'appa-

rence résineuse, en acides mucique, oxalique, etc. Les alcalis étendus et bouillants la changent en *esculates* (Frémy). Elle n'est pas volatile, mais elle se décompose au feu et fournit beaucoup d'huile empyreumatique acide. A l'air, elle brûle avec flamme en se boursouflant. On l'emploie pour dégraisser les laines qui pourraient être altérées par les alcalis.

Plusieurs années auparavant, on avait déjà donné le nom de *saponine* à la substance que l'on obtient en traitant l'extrait aqueux de la racine de *saponaria officinalis* par l'alcool, et qui existe aussi dans les racines de jalap, de *polypodium vulgare,* dans l'*arnica montana,* etc. Elle est solide, translucide, d'un brun clair, inodore, d'une saveur légèrement amère; l'alcool aqueux et l'eau la dissolvent à merveille, tandis qu'elle est insoluble dans l'alcool absolu, dans les huiles volatiles et dans l'éther. Cette dissolution aqueuse de saponine se colore en jaune par l'addition de la potasse et de la chaux, qui pourtant ne la précipitent point; le chlorure de fer y fait naître un précipité vert-olive.

DE L'ALOÉTINE. $H^{14}C^{6}O^{10}$.

Cette substance, extraite de l'aloès par M. Robiquet fils, est incristallisable, à peine colorée en jaune, soluble dans l'eau et l'alcool; elle passe au rouge intense lorsqu'elle absorbe l'oxygène de l'air. Distillée avec de la chaux, elle fournit l'*aloïsol,* $H^{6}C^{8}O^{3}$, d'une densité de 0,877 à 15° c., et bouillant à 130°.

DE LA SARCOCOLLINE.

La sarcocolline n'a été trouvée jusqu'à présent que dans le *penœa sarcocolla,* arbrisseau indigène du nord de l'Afrique. Lorsqu'elle est pure, elle est sous forme de petits gâteaux bruns, demi-transparents, fragiles, incristallisables, et doués d'une saveur sucrée d'abord, puis amère; son poids spécifique est, d'après Brisson, de 1,2684. Elle se dissout très-bien dans l'eau bouillante; le *solutum* devient laiteux par le refroidissement; elle est soluble dans l'alcool, insoluble dans l'éther, et incristallisable. L'acide azotique la change en acide oxalique. Elle est sans usages, et composée de 57,15 de carbone, de 8,34 d'hydrogène, et de 34,51 d'oxygène. Thompson, qui a fait connaître cette substance, pense qu'elle a beaucoup d'analogie avec le suc de réglisse, et qu'elle participe, jusqu'à un certain point, des propriétés de la gomme et du sucre, mais principalement de ce dernier. Le produit connu dans le commerce sous

le nom de *sarcocolle*, et qui est sous forme de petits globules oblongs, demi-transparents, d'une couleur jaune ou d'un brun rougeâtre, et d'une odeur analogue à celle de l'anis, est composé, d'après Pelletier, de 65,30 de sarcocolline, de 4,60 de gomme, de 3,30 de matière gélatineuse analogue, sous beaucoup de rapports, à la bassorine, et de 26,80 de matières ligneuses.

Préparation. On obtient la sarcocolline pure en traitant par l'alcool absolu la sarcocolle du commerce, épuisée par l'éther, et en évaporant la dissolution jusqu'à siccité.

DE LA VISCINE.

La viscine, découverte par M. Macaire, suinte du réceptacle ou de l'involucre de l'*attractilis gummifera*, de la famille des cynarocéphales. Elle est sous forme de masses molles d'un brun jaunâtre, d'une odeur faible, sans saveur, et très-poisseuse; elle est plus légère que l'eau, et plus pesante que l'alcool à 36 degrés. Elle est insoluble dans l'eau et dans l'huile, très-peu soluble dans l'alcool, et très-soluble dans l'éther sulfurique et l'essence de térébenthine. Elle est formée de 75,6 de carbone, de 9,2 d'hydrogène, et de 15,2 d'oxygène, composition qui la rapproche beaucoup des résines et de la cire.

DE LA SALSEPARINE. $H^{13}C^{15}O^{5}$.

La salseparine, ou le principe actif de la salsepareille, a été découverte, en 1824, par M. Palotta, qui lui donna le nom de *pariglіne*. Depuis, MM. Folchi, Thubeuf et Batka, ont étudié la salsepareille, et en ont retiré des substances qu'ils ont crues différentes de la pariglіne, et qu'ils ont désignées sous les noms de *smilacine*, de *salseparine*, et d'*acide parillinique*. Les dernières recherches de M. Poggiale prouvent que ces quatre matières sont identiques, quoique obtenues par des procédés différents, et qu'il suffit par conséquent d'en décrire une, la *salseparine*. Celle-ci, d'après M. Peretti, ne serait que du *résinate* de *chaux*.

La salseparine anhydre est blanche, inodore, insipide, à moins qu'elle ne soit dissoute dans l'alcool ou dans l'eau, car alors elle a une saveur amère très-austère et nauséeuse; elle est plus pesante que l'eau. Chauffée, elle jaunit, fond, et se décompose en laissant un charbon très-léger et très-brillant. Elle est insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool bouillant, moins soluble dans l'alcool froid. L'éther bouillant la dissout également; il en est de même

des huiles volatiles, tandis que les huiles grasses la dissolvent moins bien. Les dissolutions aqueuses et alcooliques moussent fortement par l'agitation; elles verdissent le sirop de violettes. La dissolution alcoolique évaporée fournit des cristaux en aiguilles radiées. Les acides affaiblis dissolvent parfaitement la salseparine, mais *sans se combiner avec elle,* quoiqu'on obtienne des cristaux en houppes soyeuses avec l'acide chlorhydrique, et en prismes avec l'acide sulfurique; mais il suffit de lavages réitérés, au moyen de l'eau, pour enlever tout l'acide qui existait dans ces cristaux, et pour que la salseparine reste pure. La potasse, la soude et l'ammoniaque, dissolvent également la salseparine.

Préparation. On traite la racine de salsepareille par l'alcool, on décolore la liqueur par le charbon animal, on filtre, et on fait cristalliser (Thubeuf). La partie médullaire de cette racine contient moins de salseparine que l'écorce.

DE LA QUASSINE.

On obtient le principe amer du *quassia amara,* du *simaruba excelsa* (quassine), en évaporant la décoction aqueuse du bois. Il est jaune brun, transparent, soluble dans l'eau, dans l'alcool faible, insoluble dans l'alcool absolu et dans l'éther. Sa dissolution aqueuse précipite en jaune quelques sels de fer et l'acétate de plomb, et en blanc l'azotate de protoxyde de mercure; l'émétique, le chlorure de zinc, l'azotate de plomb, le sulfate de protoxyde de fer et l'azotate de cuivre, ne la troublent point. La quassine se comporte au feu comme les substances non azotées.

DE LA SCILLITINE.

La *scillitine,* principe amer visqueux de la scille, *scilla maritima,* a été obtenue, pour la première fois, par Vogel, en traitant le suc épaissi de la scille par l'acétate de plomb. Elle est blanche, fragile, transparente, d'une cassure résineuse, d'une saveur amère; elle se ramollit au feu, attire l'humidité de l'air, se dissout dans l'alcool, et ne donne point d'acide mucique lorsqu'on la traite par l'acide azotique. C'est à elle que la scille doit ses propriétés médicales, suivant Vogel. Elle est purgative, excite le vomissement, et peut même, lorsqu'elle est concentrée, donner la mort (Tilloy).

DE LA TANGUINE, OU DE LA MATIÈRE CRISTALLISABLE DU TANGUIN.

M. Henry fils a analysé l'amande du *tanguin de Madagascar* (*tanghinia*, genre voisin des *cerbera*), et il y a trouvé deux matières particulières, la *tanguine* et une substance cristalline à laquelle il n'a pas donné de nom. La tanguine est brune, visqueuse, incristallisable, légèrement amère, *précipitant en vert* ou en *vert bleuâtre par les acides*, et en *rouge brun par les alcalis*; elle rougit sensiblement le papier de tournesol, ce qui dépend peut-être de ce qu'il a été impossible de la priver d'une certaine quantité d'acide. Elle ne possède aucune propriété alcaline, toutefois elle peut former avec les acides des composés particuliers. Elle est essentiellement narcotique, comme l'a prouvé Ollivier (d'Angers).

La *matière cristallisable* du tanguin est blanche, neutre, très-fusible, d'une saveur âcre très-prononcée, soluble dans l'alcool: cette dissolution précipite en blanc par l'eau distillée, par le chlore liquide, par les sels de plomb, d'argent et de mercure; elle ne paraît point contenir d'azote. Ollivier lui a reconnu une propriété irritante, et il a conclu que le tanguin, dont les propriétés vénéneuses sont très-énergiques, doit être rangé parmi les poisons narcotico-âcres.

DE LA BRYONINE.

La bryonine est le principe actif de la racine de bryone. MM. Brandes et Firnhaber, qui l'ont étudiée après M. Frémy, lui assignent les propriétés suivantes: elle a une couleur jaune rougeâtre, sa saveur est extraordinairement amère; elle se gonfle par la chaleur, et laisse beaucoup de charbon quand on la décompose; l'eau et l'alcool la dissolvent, et la dissolution est abondamment précipitée par l'acétate de plomb et la noix de galle. Elle agit comme purgatif drastique, et à haute dose comme poison.

DU CAIL CÉDRIN.

M. Caventou fils a extrait en 1849, de l'écorce du caïl cedra (*khaya senegalensis*), un principe amer neutre auquel il a donné le nom de cail cédrin. C'est un corps solide, opaque, d'un aspect résineux, jaunâtre, non cristallin, d'une saveur très-amère, légèrement aromatique, sans

action sur les réactifs colorés, fusible dans l'eau à 70° ou 80°, et offrant alors l'aspect d'un sirop, peu soluble dans ce liquide, à moins qu'il ne contienne des sels minéraux, très-soluble dans l'alcool et insoluble dans l'éther. Sa dissolution aqueuse précipite en blanc par le tannin, tandis qu'elle n'est pas troublée par l'azotate d'argent, le bichlorure de platine, le sesquichlorure de fer, l'acide oxalique, etc. Le cailcédrin forme, avec la chaux et la magnésie, des composés solubles dans l'eau et dans l'alcool concentré; la chaux caustique lui enlève son amertume si on chauffe un peu. Il a été employé avec succès dans un cas de fièvre intermittente (voy. la thèse soutenue par Caventou, à l'École de pharmacie de Paris, le 18 août 1849).

DE LA CALENDULINE.

On désigne sous le nom de *calenduline* la substance que l'on obtient en traitant par l'alcool les feuilles et les fleurs du *calendula officinalis,* en évaporant la liqueur jusqu'à siccité, et en épuisant le produit par l'eau et par l'éther. Elle est solide, jaunâtre, translucide, friable, très-soluble dans l'alcool et dans les alcalis, et insoluble dans les acides sulfurique, phosphorique et chlorhydrique (Geiger).

DE LA CATHARTINE.

La cathartine est le principe amer du séné de la palthe (*cassia acutifolia*). Elle est solide, incristallisable, jaune rougeâtre, d'une odeur particulière nauséabonde, d'une saveur amère, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, et insoluble dans l'éther. Chauffée dans des vaisseaux clos, elle se comporte comme les matières qui ne contiennent point d'azote. La noix de galle et le sous-acétate de plomb précipitent de sa dissolution aqueuse des flocons jaunâtres; tandis que l'iode, l'émétique et la gélatine, ne la troublent point. Elle a été obtenue pour la première fois par MM. Lassaigne et Feneulle (voy. *Journ. de pharm.*, t. VII). Il paraît qu'elle existe aussi dans l'écorce de la bourdaine.

DE LA CYTISINE.

La cytisine a été retirée du faux ébénier (*cytisus laburnum*) par MM. Chevalier et Lassaigne. Elle a l'aspect de la gomme arabique; sa saveur est amère; elle est très-déliquescente, et se résout en une liqueur d'une couleur semblable à celle du sang. Elle est très-vomitive.

DE LA GLU.

Lorsqu'on traite l'épiderme des jeunes branches du *robinia viscosa* par l'éther, on obtient une substance que l'on croit particulière, et à laquelle on a donné le nom de *glu*. Elle est d'un vert foncé, très-gluante, inodore, insipide, fusible, susceptible de brûler avec éclat, insoluble dans les alcalis et dans l'alcool froid, peu soluble dans l'alcool chaud, très-soluble dans l'éther et dans les huiles. La racine de gentiane jaune, l'écorce intérieure de l'*ilex aquifolium,* et les baies du *viscum album,* renferment une matière analogue (voy. Gmelin, *Chimie organique*).

DE LA LUPULINE (LUPULITE).

La *lupuline,* séparée du houblon (*humulus lupulus*) par MM. Payen, Chevalier et Gabriel Pelletan, est tantôt blanche ou légèrement jaunâtre et opaque, tantôt d'un jaune orangé et transparente, inodore, à moins qu'on ne la chauffe, car alors elle répand l'odeur de houblon, d'une saveur amère, soluble dans 20 parties d'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool, et presque insoluble dans l'éther. Elle n'est ni acide ni alcaline. M. Page dit qu'elle est un anaphrodisiaque puissant, beaucoup plus fidèle que le camphre et l'opium.

La matière décrite par Ives sous le nom impropre de *lupuline,* ou le corps jaune pulvérulent du houblon, contient de la résine, de la cire, du tannin, de l'extractif, du gluten, etc. Elle est aromatique, tonique et narcotique : on a proposé de l'employer en médecine pour remplacer le houblon.

DE LA MÉNYANTHINE.

La ményanthine est une substance blanche, amère, diaphane, obtenue en précipitant par l'acétate basique de plomb l'extrait alcoolique du *menyanthus trifoliata,* et en décomposant la liqueur par l'acide sulfhydrique.

DE L'ABSINTHINE.

Elle est incolore, en partie cristalline, très-amère, fort soluble dans l'alcool, l'éther et les alcalis; cette dernière dissolution est précipitée par les carbonates; on peut, par double décomposition, la combiner avec des oxydes métalliques, d'après Mein.

On l'obtient en traitant par de l'alcool l'extrait alcoolique des fleurs desséchées d'absinthe (*artemisia absinthium*), en évaporant et en délayant le résidu dans l'eau. On peut encore la précipiter de sa dissolution par l'acétate de plomb, puis laver et décomposer le précipité par l'acide sulfhydrique.

DE LA TANACÉTINE.

Produit jaune, amorphe et amer, soluble dans l'eau et dans l'alcool, fourni par la tanaisie. Les sels de sesquioxyde de fer la précipitent en brun, et l'acétate de plomb en jaune; on l'extrait par un procédé analogue à celui qui fournit l'absinthine.

DE LA COLOCYNTHINE (*principe amer de la coloquinte*).

Elle a été obtenue par M. Braconnot en traitant par l'alcool l'extrait aqueux de coloquinte, en évaporant et en faisant agir sur le résidu une petite quantité d'eau, qui la précipite presque en totalité, sous forme de gouttelettes oléagineuses qui se prennent en une masse jaune brunâtre, diaphane, friable, d'une amertume extrême, agissant comme purgatif drastique. Elle est soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. Le chlore, les acides et les sels déliquescents, la précipitent, ainsi que plusieurs sels métalliques.

DE LA GAIACINE.

La gaïacine a été trouvée par Trommsdorff dans l'écorce et le bois de gaïac. On l'obtient en épuisant ces parties par l'alcool, en ajoutant de l'eau, en séparant le liquide aqueux de la résine, en reprenant le résidu par l'alcool, en traitant une seconde fois l'extrait alcoolique par l'eau, et enfin en décomposant le liquide filtré par l'acide sulfurique, qui précipite la gaïacine. Elle est d'un jaune foncé quand elle est en masse, et d'un jaune clair si elle est pulvérisée; sa saveur est fort âcre et amère; elle est peu soluble dans l'eau froide, très-soluble, au contraire, dans l'eau bouillante et surtout dans l'alcool. Les alcalis n'altèrent pas sa dissolution aqueuse; mais les acides énergiques en précipitent la gaïacine à l'état d'une poudre jaune, qui s'agglutine peu à peu comme une résine.

DE L'IMPÉRATORINE. $H^{12}C^{12}O^{5}$.

Elle a été trouvée par Osan dans la racine d'impératoire (*imperatoria ostruthium*). Elle est cristallisée en prismes allongés à base rhombe,

incolores, transparents, inodores, âcres et styptiques. Elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, dans l'éther et dans les huiles. L'acide sulfurique la dissout en prenant une couleur rouge. On l'obtient en épuisant la racine par l'éther.

Outre les substances neutres que je viens d'énumérer, on extrait des plantes une foule d'autres matières amères ou insipides, mais dont l'existence est problématique ou l'étude trop peu approfondie pour que j'en fasse l'histoire; je me bornerai à les énumérer.

La *juglandine,* extraite du *juglans regia,* obtenue par l'expression du brou de noix.

La *phillyrine,* de l'écorce du *phillyrea media et latifolia.*

La *mélampyrine,* extraite par Huenefeldt du *melampyrum nemorosum.*

La *kaempféride,* de la racine de galanga (*amomum galanga*).

L'*amanithine,* retirée par Letellier de certains agarics, tels que les *Agaricus muscarius, A. bulbosus,* etc.

L'*alcornine,* de la racine de l'alcornoco (*hedwigia virgilioides*), par Biltz et Freuzel.

L'*alismine,* de l'*alisma plantago,* par Juch.

L'*arnicine,* dans l'*arnica montana,* par Chevallier et Lassaigne.

La *buénine,* dans l'écorce de *buena hexandra* (Buchner).

La *cannelline,* dans la cannelle blanche (*cannella alba*), par Petroz et Robinet.

La *cascarilline,* dans l'écorce de cascarille, *croton cascarilla* (Brandes).

La *cassiine,* dans la casse, *cassia fistula* (Caventou).

La *collettine,* dans le *collettia spinosa* (Reuss).

La *coriarine,* des feuilles du *coriaria myrtifolia* (Peschier et Esenbeck).

La *corticine,* dans l'écorce du tremble, *populus tremula* (Braconnot).

La *datiséine,* dans le *datisea cannabina* (Braconnot).

La *diosmine,* dans les feuilles de bouchu, *diosma crenata* (Brandes).

L'*évonymine,* des fruits de l'*evonymus europeus* (Riederer).

La *fagine,* dans les faînes du *fagus sylvatica* (Buchner et Hecberger).

La *géranine,* dans les géraniées (Müller).

La *granatine,* dans les fruits non mûrs du grenadier, *punica granatum* (Landerer).

La *guacine,* dans les feuilles du guaco (Faure).

L'*hyssopine,* dans l'hysope, *hyssopus officinalis* (Trommsdorff).

La *ligustrine,* dans l'écorce de *ligustrum vulgare* (Polex).

La *linine,* dans le *linum catharticum* (Pagenstecher).

L'*ononine,* de la racine de l'*ononis spinosa* (Reinsch).

La *primuline,* de la racine de primevère, *primula veris* (Huenefeldt).

La *pyréthrine,* dans la racine de pyrèthre, *anthemis pyrethrum* (Parisel).

La *rhamnine,* de la bourdaine, *rhamnus frangula* (Gerber).

La *scutellarine,* dans le *scutellaria lateriflora* (Cadet de Gassicourt).

La *serpentarine,* dans la racine de serpentaire, *aristolochia serpentaria* (Chevallier et Lassaigne).

La *spartiine* dans le *spartium monospermum.*

La *spigéline,* dans la racine et les feuilles de *spigelia anthelmica* (Feneulle).

La *taraxacine,* dans le *leontodon taraxacum* (Polex).

La *tremelline,* dans le *tremella mesentherica* (Brandes).

La *zédoarine,* dans le *curcuma aromatica* (Tromsdorff).

DES CORPS GRAS NEUTRES.

Les corps gras sont d'origine végétale ou animale; on peut les classer en deux groupes principaux :

1° Corps gras *neutres,* qui, sous l'influence des alcalis, peuvent être convertis en glycérine ou en éthal, et en acides gras capables de former des sels qui sont de véritables *savons.*

2° Corps gras neutres non susceptibles de devenir acides sous l'influence des alcalis, ni de s'unir à eux, et qui par conséquent ne sont pas saponifiables.

Il est nécessaire, pour justifier d'abord cette classification et pour la bonne intelligence des phénomènes que vont présenter les corps gras neutres mis en contact avec les divers agents chimiques, d'exposer la théorie générale sous le point de vue de laquelle ils doivent être envisagés.

Tous les corps gras qui, en s'unissant aux alcalis, peuvent donner naissance à des acides gras, sont de véritables sels que la nature a formés, qui contiennent un ou plusieurs acides unis à de la *glycérine* ou à de l'éthal, matières organiques neutres aux couleurs végétales et faisant fonction de bases. Ces acides sont assez nombreux; ils possèdent des propriétés différentes; il y en a de fixes, de volatils, de solides et de liquides; et, selon que l'un d'eux prédomine dans un corps gras, les propriétés de ce corps varient en raison de sa nature; c'est ainsi, pour

en donner un exemple, que le suif est composé de trois de ces acides savoir :

D'acide *stéarique*, solide, *en grande quantité*,
D'acide *margarique*, id., *un peu*,
D'acide *oléique*, liquide, moins que des deux autres,
} qui sont unis à de la *glycérine.*

On voit, d'après ce que je viens de dire, que le suif est formé par la réunion du stéarate, du margarate et de l'oléate de glycérine; que le stéarate, composé lui-même d'un acide solide, prédominant sur les autres, le suif doit être solide; tandis que, si l'oléate l'emportait sur les autres principes, la combinaison serait liquide, comme cela a lieu pour les huiles.

Il est encore facile de concevoir que, les matières grasses saponifiables étant formées par la réunion de sels à base de glycérine, laquelle possède les propriétés des oxydes métalliques, si on les met en contact avec un de ces oxydes plus énergique que la glycérine, celle-ci devra se séparer, tandis que les acides gras s'uniront à l'oxyde métallique et formeront de nouveaux sels, ayant des propriétés spéciales. Telle est en effet la seule explication de la production des savons, théorie sur laquelle je reviendrai plus loin.

Les corps gras saponifiables, n'étant pas des *principes immédiats,* mais bien des *produits,* seront étudiés plus loin.

DES CORPS GRAS NON SAPONIFIABLES.

Les corps gras non saponifiables sont la cholestérine, l'ambréine, la castorine, l'aurade, la cérotine, la cérosine et la céroxyline. La cholestérine, l'ambréine et la castorine, seront décrites à la *Chimie animale.*

DE L'AURADE.

L'aurade est un principe immédiat, gras, non saponifiable, et sans importance, que l'on obtient en versant de l'alcool à 35 degrés de Baumé sur de l'huile volatile de fleurs d'oranger, jusqu'à ce qu'il cesse de se produire un précipité blanc; on purifie celui-ci avec de l'alcool, puis on le dissout dans l'éther sulfurique; on évapore cette dissolution spontanément, ce qui fournit l'*aurade cristallisée.*

DE LA CÉROTINE. $H^{56}C^{54}O^{2}$.

Elle est le résultat de l'action de l'hydrate de potasse fondu sur la cire de *Chine*. Elle est neutre, fusible à 79°; chauffée plus fortement, elle distille en partie; une autre portion se décompose en eau et en *cérotène*, $H^{54}C^{54}$. Elle est décomposée par le chlore. L'acide sulfurique forme avec elle une combinaison neutre, soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther.

On peut la considérer comme étant l'alcool de la série cérotique.

La *cérine* (acide cérotique) et la *céroléine*, pouvant être considérées comme des substances acides, seront décrites en parlant des acides.

DE LA CÉROSINE. $H^{48}C^{48}O^{2}$.

Elle existe dans la cire des andaquies et dans l'écorce de la canne à sucre. Elle est cristalline, et forme avec l'acide sulfurique de l'acide sulfocérosique. La chaux potassée à 250° fixe sur elle 1 équivalent d'oxygène, et la change en acide *cérosique*. On l'obtient en traitant la cire des andaquies par l'alcool bouillant qui la dissout.

Acide cérosique, $H^{48}C^{48}O^{3}$. — Il est blanc, cristallin, fusible à 93°, peu soluble dans l'alcool et l'éther, même bouillants.

DE LA CÉROXYLINE.

On la trouve dans la cire des andaquies; elle est particulièrement fournie par le *ceroxylon andicola*. Elle est d'un blanc jaunâtre, fusible à 72°, presque insoluble dans l'alcool. Elle est formée, d'après Lewy, de carbone 80,73, d'hydrogène 13,30, et d'oxygène 5,97.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS PROVENANT DE L'ACTION DES CORPS NEUTRES SUR LES OXYDES MÉTALLIQUES.

Ces principes sont la glycérine, la mélissine et l'éthal; je parlerai de celui-ci en faisant l'histoire des alcools.

DE LA GLYCÉRINE. $H^{8}C^{6}O^{6}$.

La découverte de la glycérine est due à Scheele, qui la nomma d'abord principe *doux* des huiles. Ce corps, ainsi que je l'ai dit (voy. p. 122),

constitue, avec les acides gras, la majeure partie des graisses et des huiles, dans lesquelles il fait fonction de base : aussi le procédé le plus simple pour l'obtenir consiste-t-il à traiter l'huile d'olives, dans laquelle il se trouve le plus abondamment, par l'oxyde de plomb ; on fait bouillir le tout avec un peu d'eau, jusqu'à ce que la matière grasse soit entièrement remplacée par une masse plastique, composée seulement des acides gras unis à l'oxyde de plomb (emplâtre de plomb); alors la glycérine, déplacée par cette base, est mise en liberté et se dissout dans l'eau; à l'aide d'un courant de gaz sulfhydrique, on sépare l'excès d'oxyde de plomb qui était resté dans la dissolution; on évapore au bain-marie, et l'on achève la dessiccation de la liqueur dans le vide.

La glycérine est sous forme d'un sirop légèrement coloré en jaune, sans odeur, d'une saveur sucrée très-prononcée, d'une densité de 2,28, soluble dans l'eau et dans l'alcool en toutes proportions, mais insoluble dans l'éther. Chauffée à l'air, elle brûle avec une flamme très-lumineuse; soumise à l'action de la chaleur en vases clos, elle distille en partie; une autre portion se décompose, et fournit une petite quantité d'*acroléine*, des huiles empyreumatiques, des gaz inflammables, et du charbon. Le chlore et le brome l'attaquent, et donnent des composés chlorés et bromés. L'iode la colore en jaune orangé. La dissolution aqueuse, abandonnée à elle-même à 25° ou 30°, en présence d'un ferment, finit par donner de l'acide acétique et de l'acide métacétonique. Avec le double de son poids d'acide sulfurique concentré, elle fournit de l'acide *sulfoglycérique*. Mêlée avec l'acide phosphorique, elle donne l'acide *phosphoglycérique*. L'acide azotique la transforme en acides oxalique et carbonique. Traitée par un mélange de bioxyde de manganèse et d'acide sulfurique étendu, ou d'acide chlorhydrique concentré, elle donne de l'acide formique. Elle a été préconisée, dans ces derniers temps, par M. Startin, contre les maladies de la peau avec sécheresse de l'épiderme.

Acide sulfoglycérique, $H^7C^6O^5, 2SO^3, HO$. — Il est liquide, d'une saveur fortement acide, lentement décomposable par l'eau en acide sulfurique et en glycérine; il fournit beaucoup d'*acréoline* quand on le décompose par la chaleur. Il forme avec les bases des sels solubles dans l'eau; celui de chaux a pour formule $CaO, H^7C^6O^5, 2SO^3$.

Acide phosphoglycérique, $H^7C^6O^5, PhO^5, HO$. — Il existe dans le jaune d'œuf (Gobley). Il donne beaucoup d'*acréoline,* si on le décompose par la chaleur. Le phosphoglycérate de baryte, desséché à 140°, a pour formule $2BaO, H^7C^6O^5, PhO^5$.

La production de ces deux acides permet d'établir une analogie de plus

entre la glycérine et l'alcool, qui fournit, comme je le dirai plus loin, des acides sulfovinique et phosphovinique (Pelouze).

Acroléine, $H^4C^6O^2$. — On peut donc la considérer comme de la *glycérine,* moins 4 équivallents d'eau. Elle est le résultat de l'action de la chaleur sur la glycérine, et notamment de la décomposition par le feu des acides sulfo et phosphoglycérique. Elle est sous forme d'un liquide huileux, limpide, irritant vivement le nez et les yeux, très-volatil, soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Exposée à l'air, elle se change lentement en acide *acrylique,* $H^3C^6O^3, HO$, liquide, incolore, volatil, d'une odeur de viande marinée, et d'une saveur franchement acide, pouvant fournir un *éther acrylique,* qui bout à 65°, et qui exhale une odeur de raifort. L'*acroléine* laissée dans l'eau se transforme à la longue en acides acétique, formique et acrylique, et en *disacryle,* $H^8C^{19}O^4$, substance blanche, pulvérulente, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, dans l'alcool, l'éther, le sulfure de carbone, les acides, les alcalis, etc.

DE LA MÉLISSINE. $H^{62}C^{60}O^2$.

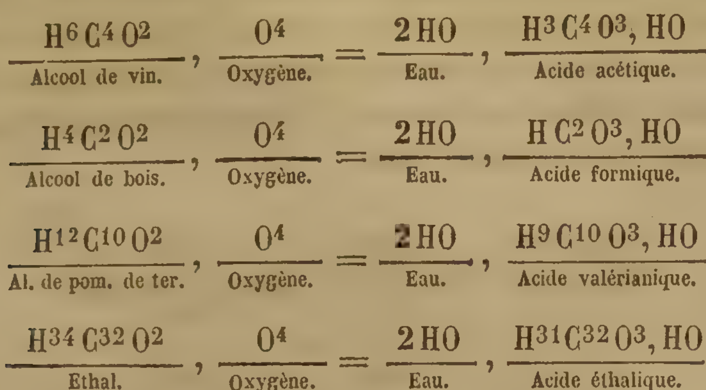
Elle est le résultat de l'action de la myricine sur la potasse. Elle est neutre, et se rapproche de l'éthal; on peut la considérer comme un alcool. Par l'action de la chaleur, elle se décompose en acide palmitique et en un carbure d'hydrogène, $H^{60}C^{60}$, fusible à 62°. Le chlore donne avec elle un composé analogue au chloral. La potasse et la chaux la changent en acide *mélissique.*

DES ALCOOLS EN GÉNÉRAL.

On ne donnait autrefois le nom d'*alcool* qu'au liquide spiritueux volatil provenant de la fermentation des matières sucrées; mais depuis quelque temps les chimistes, en cherchant à classer, dans un but scientifique, les substances organiques en un certain nombre de types généraux, ont étendu cette dénomination à un grand nombre d'autres corps.

En effet, quelle que soit la manière d'envisager la composition de l'alcool, lorsqu'on place ce corps sous l'influence d'une action *suffisamment oxygénante,* on le voit *se transformer en un acide monobasique dans lequel une partie des éléments de l'alcool reste intacte, tandis qu'il disparaît une quantité d'hydrogène équivalente de l'oxygène qui s'est fixé.* Les exemples suivants, tirés de l'action des corps oxygénants sur les *quatre* alcools bien connus, éclairciront cette proposition fonda-

mentale. Supposons que l'on fasse agir 4 équivalents d'oxygène sur les alcools du *vin,* du *bois,* de la *pomme de terre,* et de l'*éthal,* on aura



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool de vin.}},\ \underbrace{O^4}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H^3C^4O^3, HO}_{\text{Acide acétique.}}$$

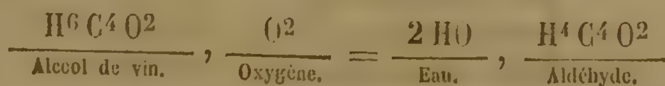
$$\underbrace{H^4C^2O^2}_{\text{Alcool de bois.}},\ \underbrace{O^4}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H\,C^2O^3, HO}_{\text{Acide formique.}}$$

$$\underbrace{H^{12}C^{10}O^2}_{\text{Al. de pom. de ter.}},\ \underbrace{O^4}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H^9C^{10}O^3, HO}_{\text{Acide valérianique.}}$$

$$\underbrace{H^{34}C^{32}O^2}_{\text{Ethal.}},\ \underbrace{O^4}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H^{31}C^{32}O^3, HO}_{\text{Acide éthalique.}}$$

On voit que, des 4 équivalents d'oxygène, 2 ont servi à former 2 équivalents d'eau avec 2 équivalents d'hydrogène des alcools, tandis que les deux autres se trouvent dans les acides que l'on a produits. D'où il suit que, si l'on range dans une même série tous les corps contenant 2 équivalents d'oxygène qui peuvent, en perdant 2 équivalents d'hydrogène, et en prenant 2 équivalents d'oxygène, former des acides qui leur correspondent, on pourra rattacher à un type commun des acides et des corps neutres jusque-là sans aucun lien avec les autres corps organiques. Outre les avantages que la chimie organique peut retirer du classement en un certain nombre de familles des corps nombreux dont elle s'occupe, et qui ne peut qu'augmenter tous les jours, le chimiste peut y trouver un guide naturel pour obtenir des acides nouveaux correspondants aux divers alcools. MM. Dumas et Stas, en soumettant ces alcools à l'action des alcalis hydratés, ont démontré, par de nombreux exemples, que l'expérience confirmait en tout point ce que la théorie avait prédit (voir leur mémoire, *Annales de phys. et de chim.,* 1840, t. LXXIII, p. 113).

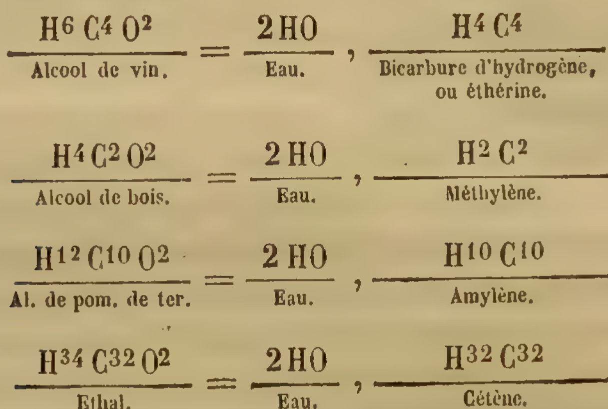
Il arrive quelquefois, lorsque l'*action oxygénante est moins énergique,* que les alcools perdent 2 équivalents d'hydrogène, sans donner naissance à un acide, et qu'il ne se forme qu'un *aldéhyde,* c'est-à-dire un corps *plus* oxygéné que l'alcool et *moins* oxygéné que les acides dont j'ai parlé : ainsi



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool de vin.}},\ \underbrace{O^2}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H^4C^4O^2}_{\text{Aldéhyde.}}$$

Les corps *déshydratants* ou *avides d'eau,* comme l'*acide sulfurique* mo-

nohydraté, l'acide *phosphorique* anhydre, le *chlorure de zinc,* peuvent se comporter avec les alcools de *deux manières :* ou bien ils leur font perdre 2 équivalents d'oxygène et d'hydrogène pour donner naissance à 2 équivalents d'eau, et les alcools se trouvent transformés en *carbures d'hydrogène ;* ou bien ils ne leur enlèvent qu'un équivalent d'oxygène et d'hydrogène, et alors on obtient 1 équivalent d'eau et 1 équivalent d'éther. Exemples du premier mode :



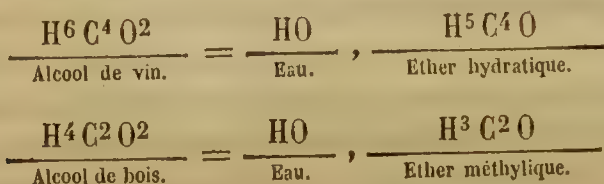
$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool de vin.}} = \underbrace{2HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{H^4C^4}_{\text{Bicarbure d'hydrogène, ou éthérine.}}$$

$$\underbrace{H^4C^2O^2}_{\text{Alcool de bois.}} = \underbrace{2HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{H^2C^2}_{\text{Méthylène.}}$$

$$\underbrace{H^{12}C^{10}O^2}_{\text{Al. de pom. de ter.}} = \underbrace{2HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{H^{10}C^{10}}_{\text{Amylène.}}$$

$$\underbrace{H^{34}C^{32}O^2}_{\text{Ethal.}} = \underbrace{2HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{H^{32}C^{32}}_{\text{Cétène.}}$$

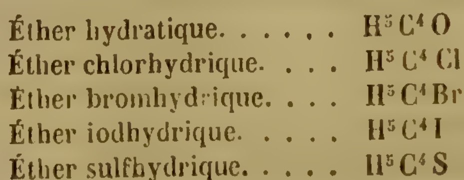
Exemples du second mode :



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool de vin.}} = \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{H^5C^4O}_{\text{Ether hydratique.}}$$

$$\underbrace{H^4C^2O^2}_{\text{Alcool de bois.}} = \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{H^3C^2O}_{\text{Ether méthylique.}}$$

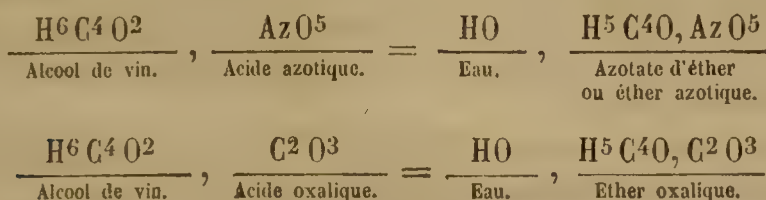
Les *hydracides,* en agissant sur les alcools, les transforment en *éthers* composés des mêmes proportions d'hydrogène et de carbone qui existaient dans ces alcools, et d'un équivalent du corps halogène qui faisait partie de l'hydracide; on voit que ce corps halogène a remplacé l'équivalent d'oxygène : ainsi, en prenant pour exemple l'action des acides chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique et sulfhydrique, et l'alcool de vin, on aura



Éther hydratique.	H^5C^4O
Éther chlorhydrique. . . .	H^5C^4Cl
Éther bromhydrique. . . .	H^5C^4Br
Éther iodhydrique.	H^5C^4I
Éther sulfhydrique.	H^5C^4S

Il est des *oxacides inorganiques* ou *organiques* qui agissent sur les al-

cools en leur enlevant les éléments d'un équivalent d'eau, en les ramenant par conséquent à l'état d'*éther*, et qui ensuite se combinent avec cet éther pour former en quelque sorte des sels, dans lesquels l'éther joue le rôle de base; ainsi



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool de vin.}},\ \underbrace{AzO^5}_{\text{Acide azotique.}} = \underbrace{HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H^5C^4O, AzO^5}_{\text{Azotate d'éther ou éther azotique.}}$$

$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool de vin.}},\ \underbrace{C^2O^3}_{\text{Acide oxalique.}} = \underbrace{HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H^5C^4O, C^2O^3}_{\text{Ether oxalique.}}$$

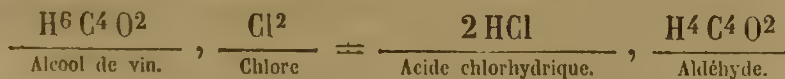
Certains acides *énergiques* se comportent de même avec les alcools, avec cette différence qu'au lieu de donner des sels en quelque sorte *neutres*, ils fournissent des sels acides composés d'un équivalent d'éther et de 2 équivalents de l'acide employé; ainsi l'acide sulfurique forme de l'acide sulfovinique avec l'alcool de vin,



$$\underbrace{H^5C^4O}_{\text{Ether.}},\ \underbrace{2SO^3}_{\text{Acide sulfurique.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}$$

On donne à ces composés les noms d'*acides viniques*.

Le *chlore* enlève de l'hydrogène aux alcools, et tend à les transformer en *aldéhydes ;* ainsi



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool de vin.}},\ \underbrace{Cl^2}_{\text{Chlore}} = \underbrace{2HCl}_{\text{Acide chlorhydrique.}},\ \underbrace{H^4C^4O^2}_{\text{Aldéhyde.}}$$

Si le chlore était en excès, on obtiendrait des corps chlorés qui dériveraient de l'aldéhyde par substitution.

DE L'ALCOOL DE VIN. $H^6C^4O^2$.

Ayant établi comme caractère spécial du sucre la propriété qu'il présente, lorsqu'il est soumis à l'action d'une température de 25° à 30°, et sous l'influence du ferment, de produire de l'acide carbonique et de l'alcool, on peut facilement prévoir que l'on extrait l'alcool de toute substance primitivement sucrée, mais ayant fermenté; c'est ainsi qu'on le retire des vins, des fruits pourris, de leurs sucs exprimés, du moût de bière en fermentation, et de la bière elle-même; on le prépare enfin directement avec de la mélasse ou toute autre substance sucrée mêlée avec du ferment.

L'alcool pur et concentré, considéré par quelqnes chimistes comme un composé de 2 équivalents d'eau, 2HO, et d'un équivalent de bicarbure d'hydrogène, $H^4 C^4$, est un liquide transparent, incolore, ne rougissant point l'*infusum* de tournesol, doué d'une odeur agréable, et d'une saveur chaude et caustique; son poids spécifique est de 0,8021, à 15°; ce poids devient plus considérable à mesure que l'on ajoute de l'eau : ainsi, d'après Gilpin, il est de 0,9326 lorsque l'alcool contient 95 parties d'eau sur 100.

Il est très-volatil, et entre en ébullition à la température de 78°,4, sous la pression de 76 centimètres; le poids spécifique de sa vapeur est 1,5890, celui de l'air étant pris pour unité : il est par conséquent près de trois fois aussi considérable que celui de la vapeur d'eau, qui ne s'élève qu'à 0,6235; son équivalent est donc représenté par 4 volumes de vapeur. Si on fait passer l'alcool en vapeur à travers un tube de porcelaine rouge, on le décompose. Th. de Saussure a retiré de 81,17 grammes d'alcool liquide soumis à cette expérience et contenant 11,23 grammes d'eau : 1° du carbure d'hydrogène gazeux, du gaz oxyde de carbone, et du gaz acide carbonique; 2° de l'eau, 3° des lames minces volatilisées (naphtaline) et une huile essentielle brune, 4° de l'acide acétique, 5° de l'alcool non décomposé, 6° du charbon.

L'alcool absolu ne se solidifie pas à — 90°; M. Bussy est parvenu à congeler l'alcool à 33 degrés, en le plaçant dans une boule entourée de coton, que l'on plongeait dans l'acide sulfureux anhydre, et que l'on mettait sous le récipient de la machine pneumatique, où l'on faisait le vide. L'alcool absolu, dans les mêmes conditions, est devenu plus visqueux. — *Lumière.* La puissance réfractive de l'alcool, comparée à celle de l'air, est de 2,2223. Il n'est point conducteur du *fluide électrique.*

Mis en contact à la température ordinaire avec le gaz *oxygène,* il dissout plus de ce gaz que l'eau. Au contact de l'*air,* il se volatilise et attire l'humidité, se mêle avec l'air, en lui communiquant l'odeur qui lui est propre, et la propriété d'enivrer les animaux qui le respirent : l'alcool contenu dans ces mélanges prend feu par l'approche des corps en ignition. Une liqueur alcoolique faible, abandonnée à elle-même dans une vessie au contact de l'air, finit par se concentrer, parce qu'il passe plus d'eau que d'alcool à travers la vessie.

Lorsque, par le moyen d'un corps enflammé ou d'un certain nombre d'étincelles électriques, on élève la température de l'alcool qui a le contact du gaz oxygène ou de l'air, il est décomposé; l'hydrogène et le carbone qu'il renferme se combinent rapidement avec l'oxygène pour former de l'eau et du gaz acide carbonique, et il se produit une

flamme blanche très-étendue : il n'y a aucun résidu si l'alcool est pur.

Si l'on fait brûler de l'alcool dans une lampe, au-dessus de la mèche de laquelle on place un fil de platine tourné en spirale, et qu'on éteigne subitement la flamme, le fil de platine restera incandescent tant qu'il y aura de l'alcool; ce phénomène est dû à la combinaison de la vapeur alcoolique avec l'oxygène de l'air; car on obtient, outre l'acide carbonique et de l'eau, un acide particulier que Connell appelle acide *lampique,* et qui paraît analogue à l'acide aldéhydique.

Si, dans un flacon plein d'oxygène pur, on suspend une petite capsule contenant du noir de platine humecté d'alcool, aussitôt toute la masse prend feu, et il se forme, outre de l'acide carbonique et de l'eau, de l'*aldéhyde* et de l'acide *acétique*. Quand on met le noir de platine en contact avec de l'air chargé de vapeurs alcooliques, l'oxygène est encore absorbé, et il se produit de l'*acétal,* composé de 2 équivalents d'éther et d'un équivalent d'aldéhyde.

L'*hydrogène,* le *bore,* le *carbone* et l'*azote,* n'agissent point sur l'alcool. Il dissout $1/_{240}$ de *phosphore* à l'aide de la chaleur; ce *solutum* est précipité par l'eau, qui en sépare le phosphore. Boyle a remarqué le premier que, lorsqu'on en verse une petite quantité dans un verre d'eau froide, placé dans un lieu obscur, on aperçoit à la surface du liquide des ondes lumineuses, brillantes, qui paraissent dues au phosphure d'hydrogène qui se dégage; l'eau devient laiteuse. Le *soufre* réduit en poudre fine se dissout dans 600 fois son poids d'alcool à 40 degrés, bouillant (Chevallier); la dissolution, d'une odeur analogue à celle de l'acide sulfhydrique, laisse précipiter du soufre si on l'étend d'eau.

Quand on verse du *sulfure de carbone* dans une dissolution alcoolique de potasse préparée avec de l'alcool absolu, jusqu'à ce que la liqueur ne rougisse plus le papier de curcuma, et que l'on expose le mélange à une température voisine de zéro, on ne tarde pas à obtenir des cristaux déliés et orangés de *xanthate de potasse* = $KO, H^5C^4O, 2CS^2$, sel composé d'éther vinique, de potasse, et de sulfure de carbone.

Lorsqu'on fait passer un courant de chlore *sec* dans de l'alcool absolu, on obtient une grande quantité d'*aldéhyde,* qu'on peut séparer par la distillation; si l'on continue à faire arriver du gaz, il se forme un liquide huileux qui finit par composer toute la masse; si l'on chauffe doucement ce liquide pour en dégager l'éther chlorhydrique et quelques autres produits chlorés très-volatils, et que l'on fasse encore arriver du chlore en élevant la température, et, en dernier lieu, en soumettant le mélange à l'action des rayons solaires, on aura un liquide qui contiendra du *chloral,* $HC^4Cl^3O^2$. Il suffira, pour séparer ce *chloral,* d'agiter

le liquide avec 3 ou 4 fois son volume d'acide sulfurique, et de distiller sur ce même acide; en recueillant à part le produit, qui distillera à 94°, on aura le chloral. La formule suivante indique la réaction :



$$\underset{\text{Alcool absolu.}}{\underline{H^5C^4O, HO}}, \underset{\text{Chlore.}}{\underline{8\,Cl}} = \underset{\text{Chloral.}}{\underline{HC^4Cl^3O^2}}, \underset{\text{A. chlorhydrique.}}{\underline{5\,HCl}}$$

On voit donc que le chloral n'est que de l'aldéhyde *trichloré,* dans lequel 3 équivalents d'hydrogène ont été remplacés par 3 de chlore; en effet, l'aldéhyde, comme je l'ai dit à la page 13, a pour formule $H^4C^4O^2$.

Le *chloral* anhydre (ce mot rappelle le chlore et l'alcool) est liquide, incolore, comme huileux, d'une odeur pénétrante particulière, d'une saveur très-caustique, d'une densité de 1,502 à 18° + 0°. Il est très-soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther. La dissolution aqueuse évaporée dans le vide, sur de l'acide sulfurique concentré, laisse du *chloral* hydraté et cristallisé, contenant 1 équivalent d'eau, et susceptible d'être sublimé. Le chloral attire l'humidité de l'air, et passe aussi à l'état de monohydrate. La potasse, la soude, la baryte, et même l'ammoniaque, transforment le chloral hydraté en formiates et en chloroforme. Voici la réaction :



$$KO, \underset{\text{Chloral hydraté.}}{\underline{HC^4Cl^3O^2, HO}} = \underset{\text{Formiate de potasse.}}{\underline{KO, HC^2O^3}}, \underset{\text{Chloroforme.}}{\underline{HC^2Cl^3}}$$

Le chloral, abandonné pendant longtemps à lui-même, dans un tube scellé à la lampe, se transforme en chloral *insoluble,* isomérique du chloral, matière blanche, ayant l'aspect de la porcelaine, inodore, insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther, donnant, lorsqu'on la chauffe, du chloral ordinaire qui distille. Le chloral est sans usages.

Si, au lieu de faire arriver du chlore sec dans de l'alcool absolu, on traitait ce gaz par de l'alcool très-hydraté, on obtiendrait de l'eau et de l'acide carbonique. Si l'alcool était moins hydraté, il pourrait se former de l'acide acétique, de l'éther acétique, des éthers acétiques plus ou moins chlorés, etc.

En faisant couler du *brome* dans de l'alcool absolu, il se produit de l'acide bromhydrique, de l'éther bromhydrique, du *bromal,* de l'huile bromalcoolique, et des cristaux de bromure de carbone. Le *bromal*, $HC^4Br^3O^2$, est liquide, incolore, gras au toucher, volatil, soluble dans l'eau; ainsi dissous, il peut cristalliser.

L'alcool dissout l'*iode :* la dissolution est d'un brun rougeâtre; au bout

d'un certain temps, l'iode s'empare de l'hydrogène de l'alcool, et forme de l'acide iodhydrique. En traitant une dissolution alcoolique d'iode par une dissolution alcoolique de potasse ou de soude, on obtient de l'*iodoforme* (voy. ce mot).

L'*eau* se combine avec l'alcool en toutes proportions, et l'on observe qu'il y a élévation de température et rapprochement des molécules : ainsi un composé d'un litre d'alcool concentré et d'un litre d'eau occupe un volume moindre que celui des deux litres; la contraction est moins sensible, et peut même simuler une dilatation, si l'alcool contient beaucoup d'eau. La densité de ce mélange, à son *maximum* de contraction, est de 0,927 à + 10°. On obtient ce *maximum* avec un mélange de 53,739 p. d'alcool anhydre, et de 49,836 p. d'eau. Ces 103,775 volumes de mélange se trouvent réduits à 100 p.; dans cet état, l'alcool contient 6 équivalents d'eau. Lorsque l'alcool a été affaibli par ce moyen, il constitue les diverses variétés d'esprit-de-vin que l'on trouve dans le commerce, et qui marquent des degrés différents au pèse-liqueur. Je dirai à l'article *Préparation de l'alcool* que, dans l'eau-de-vie, il y a parties égales en poids d'alcool concentré et d'eau : il est cependant impossible de faire de la bonne eau-de-vie en mêlant ces deux substances. Si, au lieu d'employer de l'eau, on mélangeait de l'alcool à — 0°, et de la neige à la même température, on obtiendrait un froid de — 37°, s'il y avait un excès de neige.

L'alcool dissout 23 fois son volume de *cyanogène*.

Les acides agissent sur l'alcool d'une manière très-variée; placés dans certaines conditions, ils peuvent donner naissance à des produits que l'on nomme *éthers*, et que j'étudierai bientôt. Ceux qui cèdent facilement leur oxygène oxydent rapidement l'alcool, et déterminent souvent son inflammation.

L'acide *sulfurique concentré*, mêlé d'alcool pur, n'agit sur aucun carbonate neutre, tandis qu'il décompose l'acétate de potasse. Si, par suite d'une *élévation de température*, l'acide *sulfurique* exerce une action chimique sur l'alcool vinique, on obtient, suivant les proportions de cet acide, et le degré de chaleur auquel on opère, des produits différents qui sont : l'*éther ordinaire*, H^5C^4O, l'*éther vinique* (acide sulfurique), $H^5C^4O, HO, 2SO^3$, et le *bicarbure d'hydrogène* (gaz oléfiant), H^4C^4; ce dernier est le résultat de l'action d'*un excès* d'acide sulfovinique sur l'alcool. Il se forme aussi constamment une substance huileuse, très-lourde, appelée huile de vin pesante, $= H^9C^8O, 2SO^3$, lorsqu'on prépare l'éther ordinaire, le bicarbure d'hydrogène, etc. (voy. ces mots).

L'acide sulfurique *anhydre* fournit à froid avec l'alcool de l'acide *æthio*

nique, $H^5C^4O, 4SO^3$. J'ai déjà dit que l'on obtenait facilement cet acide en faisant agir lentement l'humidité atmosphérique sur le *sulfate de carbyle*, préparé avec l'acide sulfurique anhydre et le bicarbure d'hydrogène gazeux (voy. t. I, p. 251, et *Acide sulfovinique*).

Les acides azotique et chlorhydrique mêlés d'alcool n'agissent pas sur le carbonate de potasse, tandis qu'ils décomposent les autres carbonates. Les acides acétique, tartrique et paratartrique, n'attaquent non plus aucun carbonate lorsqu'ils sont mêlés à l'alcool; il y a mieux, l'acide carbonique déplace l'acide acétique de l'acétate de potasse dissous dans l'alcool : cela tient surtout à l'insolubilité du carbonate de potasse dans l'alcool. L'acide citrique alcoolisé décompose le carbonate de potasse et celui de magnésie, et n'agit pas sur les autres. L'acide oxalique mêlé d'alcool agit sur ceux de strontiane, de chaux et de magnésie. Une liqueur alcoolique pourrait donc renfermer une grande proportion d'acide, sans qu'il fût possible d'en constater la présence, même à l'aide des papiers réactifs. L'acide chlorique concentré versé dans de l'alcool anhydre lui cède immédiatement de l'oxygène; l'alcool s'enflamme, produit une sorte d'explosion, et donne naissance à de l'aldéhyde et à de l'acide acétique.

Les métaux sont insolubles dans l'alcool. Le potassium et le sodium décomposent lentement l'alcool anhydre, et si l'on chauffe, ils en dégagent une grande quantité de gaz hydrogène, et il se forme un composé de potasse et d'éther (Liebig). Si l'alcool contient de l'eau, ces métaux s'emparent de l'oxygène de celle-ci et mettent l'hydrogène à nu, en fournissant un produit cristallisé.

Lorsqu'on chauffe 4 parties d'alcool à 80 centièmes, 4 parties d'eau, 6 d'acide sulfurique, et 6 de bioxyde de manganèse, dans une cornue dont la capacité doit être triple du volume de ces substances, la masse se boursoufle d'abord beaucoup, et produit un liquide qu'il faut recevoir dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérent. Ce liquide est de l'*aldéhyde*, souillé d'un peu d'alcool, d'eau, et d'éther acétique et formique (voy. *Aldéhyde*).

Il n'y a parmi les bases salifiables minérales précédemment étudiées que la *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque*, qui se dissolvent dans l'alcool; mais à la longue, l'alcool est décomposé, et il y a formation d'une substance brune résinoïde qui est un agent de réduction très-puissant : on sait que M. Liebig a obtenu le noir de platine en traitant le protochlorure de ce métal par un mélange de potasse et d'alcool. Si l'on fait passer de l'alcool en vapeur sur de l'hydrate de potasse chauffé au rouge

sombre, il se dégage de l'hydrogène, et l'on obtient de l'acétate de potasse (Dumas et Stas).



$$\underbrace{H^6 C^4 O^2}_{\text{Alcool.}},\ KO,\ HO = \underbrace{KO,\ H^3 C^4 O^3}_{\text{Acétate de potasse.}},\ H^4$$

Les bases salifiables végétales sont toutes solubles dans l'alcool.

L'action des sels sur l'alcool est de la plus haute importance. Les sels déliquescents se dissolvent dans l'alcool concentré, excepté le carbonate de potasse, tandis que les sels efflorescents, ceux qui sont peu solubles dans l'eau, et ceux qui ne le sont pas du tout, sont pour la plupart insolubles dans ce liquide. Si l'alcool, au lieu d'être concentré, se trouve affaibli par l'eau, alors il acquiert la faculté de dissoudre un certain nombre de sels qui auparavant y étaient insolubles, comme on pourra s'en convaincre en jetant les yeux sur le tableau suivant.

Dissolubilité des sels dans 100 *parties d'alcool de densités différentes, d'après Kirwan* (voy. son *Traité sur les eaux minérales,* p. 274).

SELS.	ALCOOL.				
	0,900	0,872	0,848	0,834	0,817
Sulfate de soude.	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00
Sulfate de magnésie.	1,00	1,00	0,00	0,00	0,00
Azotate de potasse.	2,76	1,00	0,00	0,00	0,00
Azotate de soude.	10,50	6,00	0,00	0,38	0,00
Chlorure de potassium.	4,60	1,66	0,00	0,38	0,00
Chlorure de sodium.	5,80	3,67	0,00	0,50	0,00
Chlorhydrate d'ammoniaque. . . .	6,50	4,75	0,00	1,50	0,00
Chlorure de magnésium desséché à 49° centigrades.	21,25	0,00	23,75	36,25	50,00
Chlorure de baryum.	1,00	0,00	0,29	0,18	0,09
Idem cristallisé	1,56	0,00	1,43	0,32	0,06
Acétate de chaux.	2,40	0,00	4,12	4,75	4,88

Ces expériences ont été faites par Kirwan, avec des sels privés de leur eau de cristallisation, que l'on faisait digérer dans l'alcool pendant trois jours, à la température de 45° environ.

Plusieurs des sels solubles dans l'alcool communiquent à sa flamme une couleur particulière : ainsi les sels de strontiane la colorent en pourpre, les sels cuivreux en vert, le chlorure de calcium en rouge, l'azotate de potasse en jaune, etc.

Il existe des sels si peu solubles dans l'alcool concentré, que l'on peut les précipiter de leurs dissolutions aqueuses par l'alcool, qui s'empare de l'eau : tels sont, par exemple, la plupart des sulfates.

L'alcool est susceptible de se combiner avec plusieurs sels, qui le retiennent comme ils retiendraient l'eau de cristallisation. M. Graham a désigné ces nouveaux composés sous le nom d'*alcoates*, et il a fait connaître ceux de chlorure de calcium, d'azotate de magnésie et de chaux, de protochlorure de manganèse et de chlorure de zinc : la quantité d'alcool contenue dans ces composés s'élève quelquefois aux trois quarts de leur poids (voy. *Journ. de pharm.*, n° de mars 1829).

M. Masson a fait voir que le *chlorure de zinc* transformait facilement l'alcool de vin en *éther* hydratique, H^5C^4O, semblable à celui que l'on obtient avec l'acide sulfurique, et que si l'on élevait la température jusqu'à 200°, on donnait naissance à deux carbures d'hydrogène nouveaux, H^7C^8, entrant en ébullition à 100°, et H^9C^8, ne bouillant qu'à 300°. Le *bichlorure d'étain*, chauffé à 140° avec l'alcool, le transforme en éther et en éther chlorhydrique. Il en est de même des *chlorures d'antimoine* et d'*aluminium*, si on les chauffe convenablement.

Si l'on évapore une dissolution de *chlorure de platine* dans l'alcool concentré, on obtient pour résidu un sel qui retient une partie des éléments de l'alcool, $H^4C^4PtCl^2$, qui, soumis à l'action de certains oxydes, donne naissance à des chlorures et à des corps désignés sous les noms de *sels éthérés* de Zeize, H^4C^4, PtO^2, ou bien $H^4C^4, PtCl$, etc. Ces sels ne sont d'aucun usage (voy. Dumas, t. V, p. 588).

En distillant de l'alcool sur du chlorure ou du bromure de chaux, on produit des combinaisons *éthérées* fort remarquables, le *chloroforme* et le *bromoforme*. On obtient de l'*iodoforme* avec de l'iode et de la potasse ou de la soude, dissous dans l'alcool (voy. ces mots).

L'alcool exerce sur les azotates d'argent et de mercure une action telle qu'il en résulte de l'*argent* ou du *mercure fulminant*. Ces corps n'ont été bien connus que depuis les travaux de M. Liebig et de Gay-Lussac (voy. *Ann. de chim. et de phys.*, t. XXIV et XXV).

Argent fulminant. — Si, après avoir fait dissoudre à chaud une pièce d'argent d'un demi-franc, contenant 2,25 grammes d'argent pur, dans 45 grammes d'acide azotique de 1,36, on fait bouillir l'azotate avec 60 grammes d'alcool de 0,85, et qu'on éloigne le vase du feu après les premiers bouillons, il se dépose de l'*argent fulminant*, que l'on jette sur un filtre pour le laver avec de l'eau distillée jusqu'à ce que celle-ci n'entraine plus d'acide ; alors on enlève le filtre, on le développe sur

une assiette que l'on place sur une casserole remplie d'eau à moitié, en la recouvrant d'une feuille de papier, et l'on chauffe jusqu'à l'ébullition pendant deux ou trois heures. Cet argent fulminant est formé, d'après Gay-Lussac et Liebig, de 1 équivalent d'acide fulminique et de 2 d'oxyde d'argent; en représentant l'acide fulminique par du cyanogène et de l'oxygène, on a pour formule $2AgO, Cy^2O^2$. On voit donc que les éléments de l'alcool se sont unis à l'azote et à l'oxygène de l'acide azotique pour former ce nouveau composé.

Le *fulminate d'argent* est sous forme d'aiguilles cristallines blanches, soyeuses, solubles dans l'eau bouillante, d'une saveur métallique désagréable : il tache la peau comme les sels d'argent; il résiste à une température de 130°. Chauffé plus fortement, il produit une forte explosion; il suffit du plus léger choc entre deux corps durs pour le faire détoner à la température ordinaire, même au milieu de l'eau; d'où il suit qu'il ne faut le toucher qu'avec des baguettes de bois, et ne le prendre qu'avec des cuillers de papier. Traité par la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux, la magnésie et de l'eau, il est décomposé, et laisse précipiter la moitié de l'oxyde d'argent qu'il renferme; la dissolution contient alors des *fulminates doubles* d'argent et de l'un de ces alcalis; vient-on à saturer l'alcali par l'acide azotique, il se dépose du *bifulminate d'argent,* que, dans son premier travail, M. Liebig avait regardé comme de l'acide *fulminique*. L'ammoniaque ne le trouble point, et forme avec lui un sel double très-fulminant. Le mercure, le cuivre, le fer et le zinc, décomposent la dissolution bouillante de fulminate d'argent, précipitent l'argent, et produisent des fulminates de mercure, de cuivre, de fer et de zinc, qui jouissent aussi de la propriété de fulminer.

Mercure fulminant (*fulminate de mercure, poudre fulminante de Howard*). — On l'obtient en dissolvant 50 centigr. de mercure dans 6 grammes 60 centigr. d'acide azotique à 34 degrés, en ajoutant 6 grammes 10 centigr. d'alcool, et en opérant comme pour l'argent fulminant. Il est en cristaux blancs, soyeux, brillants, doux au toucher, d'une saveur métallique douceâtre; il détone fortement par un choc ordinaire, et produit une vive lumière rougeâtre; il laisse à l'endroit où on l'a fait détoner une tache noire ayant le brillant métallique. On emploie ces produits pour faire les cartes et les bonbons fulminants; ils ne doivent jamais être préparés qu'en petite quantité, si on veut éviter les dangers qui accompagnent l'opération.

L'alcool peut dissoudre les diverses espèces de sucre, la mannite, les

alcalis organiques, toutes les huiles essentielles, l'huile de ricin (1), les résines, le camphre, les baumes, et plusieurs autres substances végétales et animales dont je parlerai par la suite. Les gommes, la fécule, l'inuline, le ligneux, la subérine, etc., sont insolubles dans cet agent.

Il est des acides qui perdent la propriété de rougir le tournesol et même de se combiner aux bases, s'ils ont été préalablement mêlés à de l'alcool; ces acides ainsi alcoolisés ne s'unissent aux bases qu'autant qu'ils peuvent former des sels solubles dans l'alcool.

L'alcool entre dans la composition de toutes les liqueurs spiritueuses; il sert à préparer un certain nombre de vernis siccatifs. On l'emploie souvent comme dissolvant et pour séparer certaines substances les unes des autres. Il dissout en général les gaz en plus grande proportion que l'eau; il est des corps peu ou point solubles dans l'eau qu'il dissout parfaitement.

Il agit sur l'économie animale comme un excitant diffusible énergique; l'excitation qu'il détermine, lorsqu'il est pris à l'intérieur à forte dose, ne tarde pas à être suivie de la plus parfaite stupéfaction, comme on le voit dans l'*ivresse:* il produit, en outre, l'inflammation des tissus avec lesquels il a été mis en contact. Son action délétère se manifeste aussi quand il est appliqué sur le tissu cellulaire de la partie interne des membres abdominaux : en effet, l'ivresse et la mort sont les résultats constants de cette application.

L'alcool n'est jamais employé en médecine à l'état de pureté, mais il fait partie d'une foule de médicaments en usage : tels sont les eaux spiritueuses aromatiques, les boissons vineuses, les teintures, l'alcool camphré. Les *acides alcoolisés* les plus employés sont l'*alcool sulfurique* (eau de Rabel), composé de 32 grammes d'acide sulfurique à 66 degrés, et de 96 grammes d'alcool à 36 degrés; l'*alcool chlorhydrique* (esprit de sel dulcifié), composé de 32 grammes d'acide à 22 degrés, et de 96 grammes d'alcool à 36 degrés; l'*alcool azotique* (esprit de nitre dulcifié), composé de 32 grammes d'acide azotique à 35 degrés, et de 96 grammes d'alcool à 36 degrés. Ces divers *alcools* doivent être considérés comme des mélanges d'acide et d'alcool au moment de leur préparation; mais à la longue les deux substances qui entrent dans leur composition réagissent l'une sur l'autre, et il se forme un peu d'éther : c'est ce qui arrive surtout à l'alcool azotique.

---

(1) Les autres huiles fixes sont très-peu solubles dans ce menstrue.

Alcoométrie. — L'alcool *mêlé d'eau* pouvant contenir une plus ou moins grande quantité de ce dernier liquide, il importe de savoir à l'aide de quels moyens on parvient à déterminer sa richesse. L'*alcoomètre* de Gay-Lussac remplit parfaitement ce but. Le 0° de cet instrument correspond à l'eau pure, et le 100e degré à l'alcool absolu; l'échelle est divisée en 100 parties égales. Il faut agir sur des liqueurs dont la température est de 15°; à toute autre température, il faudrait faire des corrections, parce que l'alcool se dilate facilement, et que l'alcoomètre n'indique que des relations de volume et non de poids. Si les alcools que l'on essaie contenaient du sucre, des matières salines ou autres qui augmenteraient la densité, on conçoit que les résultats ne seraient plus exacts; dans ce cas, il faudrait distiller 300 cc. de cette liqueur, jusqu'à ce que l'on en eut recueilli 100 cc.; on procéderait alors sur celle-ci, à l'aide de l'alcoomètre, après l'avoir ramenée à la température de 15°. Les *eaux-de-vie* contiennent à peu près parties égales d'eau et d'alcool; les *esprits* renferment moins d'eau.

Préparation de l'alcool. J'ai établi que l'alcool est le résultat de la fermentation spiritueuse : donc le vin, le cidre, la bière, et toutes les liqueurs fermentées, doivent être plus ou moins propres à l'extraction de ce produit. Les vins les plus généreux en fournissent environ $1/6$ de leur poids; il en est, au contraire, qui n'en donnent que $1/15$; le cidre en fournit à peu près $1/30$ et la bière, $1/20$ environ.

Autrefois on préparait l'esprit-de-vin en distillant le vin dans des vaisseaux fermés jusqu'à ce qu'il n'en restât plus que la moitié dans la cucurbite de l'alambic; le produit liquide obtenu dans le récipient, connu sous le nom d'*eau-de-vie*, et composé de beaucoup d'eau, d'une certaine quantité d'alcool, d'une matière huileuse aromatique, etc., était distillé de nouveau, et fournissait un produit alcoolique plus fort; celui-ci était distillé deux ou trois fois encore, et ce n'était qu'alors qu'il était converti en alcool pur. Dans ces opérations, la portion la plus volatile ou la plus alcoolique passait la première dans le récipient, avec un peu d'eau, tandis que la majeure partie de ce dernier liquide restait dans la cucurbite : aussi se gardait-on bien de pousser trop loin la distillation, pour ne pas volatiliser cette portion aqueuse, qui aurait affaibli l'alcool pur déjà condensé dans le ballon.

L'art de la distillation a été singulièrement perfectionné depuis l'époque à laquelle Adam prouva qu'il était possible d'établir en grand un appareil propre à fournir, dans une seule opération, de l'*alcool* à un degré donné. MM. Bérard, Lenormant, Duportal, etc., en France, et M. Jordana, en Catalogne, se sont successivement occupés de simplifier et de

rendre plus économique le procédé qui fait tant d'honneur à Adam, et que je vais décrire d'une manière succincte, tel qu'il a été simplifié par M. Duportal (1). L'appareil se compose d'un alambic muni de son chapiteau, et de trois ou quatre grands vases de cuivre, communiquant entre eux au moyen de tubes également en cuivre : un de ces tubes établit aussi la communication entre l'alambic et le premier vase. Cet appareil est par conséquent semblable à celui de Woulf, dont j'ai déjà parlé, et qui consiste en une cornue et en plusieurs flacons bitubulés, que l'on fait communiquer entre eux à l'aide de tubes recourbés. Voici les principes sur lesquels est fondé l'art de la distillation au moyen de cet appareil : 1° la vapeur aqueuse ou alcoolique, en passant de l'état de gaz à l'état liquide, abandonne une très-grande quantité de calorique latent qui devient libre ; 2° l'alcool est plus volatil que l'eau ; par conséquent, si on a un mélange de ces deux liquides, et qu'on l'expose à une température qui ne soit pas très-élevée, il se vaporisera beaucoup plus d'alcool que d'eau.

Procédé. On met du vin dans la cucurbite et dans les deux premiers vases, jusqu'à ce qu'ils en soient presque remplis, et on fait bouillir celui qui est dans la cucurbite; la vapeur alcoolique et aqueuse formée se rend dans le premier vase, perd une grande quantité de calorique, se condense, et chauffe le vin qu'il contient; bientôt celui-ci entre en ébullition, donne naissance à de la vapeur qui va se condenser dans le second vase, dont le vin ne tarde pas à être chauffé, et même à éprouver une légère ébullition ; la vapeur alcoolique et aqueuse produite dans ce second vase se rend dans le troisième, qui est vide, et passe à l'état liquide. Si on maintient ce dernier vase à une température peu élevée, l'alcool, beaucoup plus volatil que l'eau, se vaporise et vient se condenser dans le quatrième : à la vérité, il entraîne avec lui une certaine quantité d'eau. En maintenant ce quatrième vase à une température déterminée, on peut en retirer de l'eau-de-vie ou de l'alcool plus concentré, suivant que la chaleur est plus ou moins forte. On fait passer la vapeur de cette eau-de-vie ou de cet alcool dans un serpentin plein de vin, où elle se condense; de là on la fait arriver dans un autre serpentin rempli d'eau, pour la refroidir complétement et la soumettre à une autre distillation.

Lorsque le vin contenu dans l'alambic est privé de tout l'alcool qui

---

(1) Voyez les mémoires de M. Duportal (*Ann. de chim.*), l'ouvrage qu'a publié à ce sujet M. Lenormant, les mémoires de Chaptal, et celui de Carbonell.

entrait dans sa composition, on le fait sortir par un robinet, et on fait arriver dans la cucurbite celui qui se trouve dans le premier vase; à son tour, ce dernier est remplacé par celui du second, et celui-ci l'est par celui du serpentin, qui est déjà chaud; enfin on met du nouveau vin dans ce serpentin.

Baglioni, distillateur à Bordeaux, découvrit en 1813 un moyen de rendre cette distillation continue, avantage immense qu'obtint également Jordana, sans avoir connaissance du procédé employé par Baglioni.

L'alcool préparé par ce moyen n'est pas encore assez concentré pour certains usages auxquels on le destine en chimie; il contient d'ailleurs assez souvent un peu d'acide acétique qui faisait partie du vin dont on l'a extrait. Pour le déphlegmer autant que possible et le priver de l'acide, on le fait digérer pendant douze heures sur de la chaux vive éteinte et calcinée jusqu'au rouge, afin de la priver d'eau; puis on le distille; quelquefois aussi on se borne à lui enlever son excès d'eau en le laissant pendant vingt-quatre heures en contact avec du *chlorure de calcium* ou de l'acétate de potasse, et en le distillant: on n'obtient alors, dans le récipient, que la portion la plus spiritueuse, surtout si on a fractionné les produits, et que l'on ait mis à part la première moitié volatilisée. Si, malgré ce qui vient d'être fait, l'alcool n'était pas encore *anhydre*, il faudrait y dissoudre une certaine quantité de potasse caustique fondue, et distiller à feu nu ou dans un bain de chlorure de calcium jusqu'à ce que les $^3/_4$ de la liqueur eussent passé à la distillation.

On a proposé de rectifier l'alcool à froid, en le plaçant à l'abri du contact de l'air, dans un vase à large surface, près duquel on aurait mis un autre vase de même forme contenant de la chaux vive ou du chlorure de calcium. Des eaux-de-vie de 10 à 15 degrés ont été ramenées par ce moyen à 40 ou 42 degrés. On a encore essayé d'enlever l'eau à l'alcool en l'enfermant dans une vessie exposée à l'air: par un effet d'exosmose, toute l'eau transsude à travers la vessie, et l'alcool se concentre; mais, il faut le dire, cet alcool, ayant dissous la graisse dont la vessie est imprégnée, n'est pas pur. Il serait à souhaiter que l'on pût parvenir à concentrer l'alcool par d'autres corps que les alcalis, qui, d'après M. Hensmans, le décomposent. Quant au chlorure de calcium et à l'acétate de potasse, l'alcool les décompose en formant une petite quantité d'éther chlorhydrique ou d'éther acétique.

ACTION DES ACIDES ET DES CORPS OXYDANTS SUR L'ALCOOL VINIQUE.

En agissant sur cet alcool, les acides peuvent donner naissance à des *éthers;* l'acide sulfurique produit en outre du *gaz oléfiant* et de l'*huile de vin.*

Les corps oxydants énergiques font passer l'alcool à l'état d'*aldéhyde* et d'acide acétique. Je vais examiner successivement ces divers modes d'action.

§ Ier. — ACTION DES ACIDES SUR L'ALCOOL.

—

DES ÉTHERS EN GÉNÉRAL.

Lorsqu'on fait réagir les acides minéraux ou végétaux sur l'alcool, on obtient toujours un produit particulier, ordinairement très-fluide, très-volatil, d'une odeur aromatique très-pénétrante et agréable, que l'on nomme *éther.*

Les éthers sont divisés en deux genres: le premier comprend les *éthers simples,* et le second les *éthers composés.* Les éthers simples sont l'éther *ordinaire* (*hydratique* ou *sulfurique*) $= H^5C^4O$, et les éthers préparés avec un *hydracide,* tels que les acides chlorhydrique, bromhydrique, sulfhydrique, iodhydrique et cyanhydrique; dans ces éthers, la molécule d'oxygène est remplacée par une molécule de chlore, de brome, etc., en sorte qu'ils ont pour formule H^5C^4Cl, H^5C^4Br, H^5C^4S, H^5C^4I, et H^5C^4Cy. Les éthers *composés* sont formés d'éther ordinaire, H^5C^4O, et d'un oxacide; ils sont *neutres* ou *acides;* les premiers sont représentés par $H^5C^4O +$ l'oxacide; ainsi l'éther acétique $= H^5C^4O, \underbrace{H^3C^4O^3}_{\text{A. acétique.}}$, et l'éther oxalique $= H^5C^4O, \underbrace{C^2O^3}_{\text{A. oxalique.}}$. Si les éthers composés sont acides, on les désigne sous le nom d'*acides viniques:* ainsi l'acide *sulfovinique* est un éther qui a pour formule $H^5C^4O, 2SO^3, HO$; l'acide *phosphovinique* constitue également un éther dont la formule est $H^5C^4O, PhO^5, 2HO$; l'*acide oxalovinique,* qui est aussi un éther, est représenté par $H^5C^4O, \underbrace{2C^2O^3}_{\text{A. oxalique.}}, HO$.

Jusque dans ces derniers temps, on avait considéré tout autrement la composition des éthers: l'éther ordinaire, H^5C^4O, était regardé comme

un hydrate de bicarbure d'hydrogène $= H^4C^4,HO$, et l'alcool, $H^6C^4O^2$, comme un bihydrate du même carbure $= H^4C^4, 2HO$; le bicarbure d'hydrogène jouait le role de base. Les éthers simples qui résultent de l'action des hydracides sur l'alcool n'étaient que des sels *anhydres* composés de ce même bicarbure et de l'hydracide employé ; ainsi on représentait l'éther chlorhydrique par H^4C^4, HCl. On considérait les éthers *composés* comme des sels *hydratés* ayant pour base le même bicarbure ; ainsi les éthers acétique et azotique avaient pour formules $H^4C^4, HO, \underbrace{H^3C^4O^3}_{\text{A. acétique.}}$, et H^4C^4HO, AzO^5. Quant aux acides *viniques* (éthers viniques), c'étaient des *sels acides hydratés* ayant pour base le même bicarbure d'hydrogène ; ainsi l'acide sulfovinique était représenté par $H^4C^4, 2SO^3, 2HO$.

En Allemagne on envisageait les choses différemment. L'éther *ordinaire* était regardé comme un oxyde composé d'oxygène et d'un radical *hypothétique*, H^5C^4, que l'on n'avait pas isolé, et auquel on avait donné le nom d'*éthyle*. L'alcool de vin n'était qu'un *hydrate d'oxyde d'éthyle* $= H^5C^4O, HO$. Les éthers *simples* formés par les hydracides constituaient des chlorures, des bromures, etc., d'*éthyle;* ainsi les éthers chlorhydrique, bromhydrique, etc., étaient représentés par de l'*éthyle* et du chlore ou par de l'éthyle et du brome $= H^5C^4Cl$, ou bien H^5C^4Br. Les éthers *composés* étaient considérés comme des sels *anhydres* à base d'oxyde d'éthyle et d'un acide ; c'est ainsi qu'on représentait l'éther acétique par $H^5C^4O, H^3C^4O^3$, et l'éther azotique par H^5C^4O, AzO^5. Les éthers *viniques* ne différaient de ces derniers qu'en ce qu'ils étaient *hydratés* et qu'ils contenaient plus d'acide. Je décrirai plus loin, en parlant des carbures d'hydrogène, le *gaz éthyle,* récemment découvert par M. Frankland ; mais je puis dire, dès à présent, que ce gaz ne joue aucunement le rôle qui lui avait été assigné par Liebig dans l'éthérification.

Ces deux théories, qui ont joui d'une si grande célébrité, et qui ont été l'occasion de découvertes importantes, ne soutiennent pas le plus léger examen, en présence des expériences si curieuses et si intéressantes de M. Regnault, qui est arrivé à ce résultat *que la molécule* H^5C^4O *doit être considérée comme la molécule primitive, d'où l'on déduit, par de simples substitutions, tous les produits que l'on obtient soit avec l'alcool, soit avec l'éther.*

Les éthers neutres sont, en général, peu solubles dans l'*eau,* mais ils se dissolvent dans l'alcool et dans l'*éther ordinaire;* les éthers acides sont solubles dans l'eau. Presque tous les éthers neutres sont *volatils.* Les éthers biacides qui ne se volatilisent pas sont tous décomposés par

la *chaleur* tantôt en alcool et en acide, tantôt en alcool, en éther ordinaire, en bicarbure d'hydrogène, etc., et en charbon. Par une ébullition plus ou moins prolongée avec l'eau, les éthers acides et les éthers neutres solubles dans l'eau sont décomposés en acides et en alcool. Soumis à l'action du *chlore sec* à la lumière diffuse, les éthers neutres perdent, *en général*, deux molécules d'hydrogène, qui sont remplacées par deux molécules de chlore; à la lumière solaire, ils perdent, au contraire, tout l'hydrogène, excepté l'éther succinique, qui conserve toujours un équivalent d'hydrogène. Les éthers chlorés, ainsi formés, sont décomposés par l'alcool et la potasse, et donnent des produits divers, parmi lesquels on trouve toujours l'acide *chloracétique*, $HC^4Cl^3O^4$, tandis que l'ammoniaque fournit toujours, entre autres corps, de la *chloracétamide* $= H^2C^4Cl^3AzO^2$.

DES ÉTHERS SIMPLES OU DU PREMIER GENRE.

Ces éthers sont l'éther *ordinaire* et les éthers préparés avec un *hydracide*.

De l'éther ordinaire (*hydratique, sulfurique*). H^5C^4O.

Cet éther est improprement nommé *éther sulfurique*, puisqu'on pourrait également l'appeler *éther phosphorique*, *éther arsénique*, *fluorhydrique*, *fluoborique* ou *chromique*, acides avec lesquels on l'obtient aussi bien qu'avec l'acide sulfurique. Il est également le résultat de l'action des chlorures de zinc, d'étain, de potassium, etc., sur l'alcool.

Il est sous forme d'un liquide très-limpide, incolore, d'une odeur forte et suave, et d'une saveur chaude et piquante; son poids spécifique à 0° est de 0,736; il ne rougit point l'*infusum* de tournesol. Il se volatilise à toutes les températures, et il entre en ébullition à 35°,6 sous la pression de 0,76 c.; ce phénomène a même lieu à 8° ou 10°, si l'éther est placé sous une cloche vide; le poids spécifique de la vapeur qui en résulte, comparé à celui de l'air, est de 2,586 : c'est à la facilité avec laquelle cette vaporisation a lieu qu'il faut attribuer le refroidissement subit qu'éprouvent les corps sur lesquels ce liquide a été appliqué. On peut tirer parti de ce fait, en médecine, pour diminuer certains maux de tête, la chaleur intense que déterminent les brûlures, etc.; il suffit d'appliquer et de souffler de l'éther sur la partie affectée. Soumis à l'action d'une chaleur rouge, l'éther se décompose complétement; d'après

Th. de Saussure, il fournit un mélange de bicarbure d'hydrogène et de gaz oxyde de carbone, avec une petite quantité d'acide carbonique, d'huile, de goudron et de charbon ; il se produit aussi de l'aldéhyde. Si, au lieu de soumettre l'éther à l'action de la chaleur, on le refroidit en le mettant sous le récipient de la machine pneumatique, et en faisant le vide, il se vaporise en partie ; si on absorbe la vapeur à mesure qu'elle se forme, au moyen de l'acide sulfurique concentré, une autre portion d'éther se congèle, d'après Configliachi, tandis que M. Bussy n'a jamais pu le solidifier à 57° au-dessous de 0°.

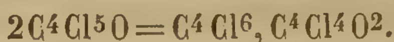
L'éther est mauvais conducteur du fluide électrique ; il réfracte fortement la lumière ; sa puissance réfractive est de 5,197.

Abandonné à lui-même dans un flacon bouché contenant de l'air, il se décompose, perd une partie de sa volatilité et de son odeur suave, et il se forme de l'eau, de l'aldéhyde et de l'acide acétique, surtout si l'on débouche souvent le flacon et que la température soit élevée (Planche).

Si, étant exposé à l'air, on l'approche d'un corps en ignition, il absorbe l'oxygène de l'atmosphère avec dégagement de calorique et de lumière ; il se produit une flamme blanche très-étendue, fuligineuse, beaucoup plus éclairante que celle de l'alcool, et susceptible de noircir les corps blancs. La vapeur d'éther, mêlée avec le gaz *oxygène* ou avec l'*air* atmosphérique, et soumise à l'action d'une étincelle électrique ou d'un corps enflammé, détone et se trouve décomposée. L'éther dissout environ $^2/_{100}$ de *phosphore ;* à la longue, cette dissolution donne naissance, d'après Zeize, à des corps organiques *phosphorés ;* il dissout à peu près $^1/_{100}$ de *soufre ;* par l'évaporation, on obtient le phosphore et le soufre cristallisés. L'*iode* se dissout dans l'éther, mais la dissolution s'altère au bout de quelque temps. Le chlore et le brome le décomposent ; les résultats obtenus par l'action du chlore varient suivant la manière dont on fait l'expérience.

Si l'on fait arriver dans un ballon exposé à la *lumière diffuse* une certaine quantité de chlore et de la vapeur d'éther en excès, on produit entre autres corps l'éther *monochloré,* H^4C^4ClO. Si, dans les mêmes conditions, on continue à faire passer du chlore jusqu'à épuisement, il se forme de l'*éther bichloré,* $H^3C^4Cl^2O$, liquide oléagineux, d'une odeur de fenouil, d'une densité de 2,5, décomposable vers 140°, sans entrer en ébullition, et que l'on peut transformer en *éther bisulfuré,* $H^3C^4S^2O$, en le chauffant au milieu d'un courant de gaz acide sulfhydrique : on voit que 2 équivalents de soufre ont remplacé les 2 équivalents de chlore. Si l'on fait passer en *excès* du chlore bien sec sur de l'éther chloré, pré-

paré avec de l'éther *anhydre* à l'ombre, et débarrassé de l'éther et de l'éther chlorhydrique qu'il renfermait, et qu'on fasse l'expérience au *soleil,* on obtient des cristaux blancs d'éther *quintichloré,* C^4Cl^5O; d'où il suit que tout l'hydrogène de l'éther a été remplacé par du chlore. Ces cristaux fondent à 69° et se décomposent à 300°, sans bouillir, en sesquichlorure de carbone, C^4Cl^6, et en *aldéhyde* chloré, $C^4Cl^4O^2$, d'après l'équivalence suivante :



$$2C^4Cl^5O = C^4Cl^6, C^4Cl^4O^2.$$

Si l'on fait arriver rapidement sur de l'éther exposé au *soleil* une grande quantité de chlore, l'action est très-énergique, la matière noircit et s'enflamme.

L'eau dissout environ le dixième de son poids d'*éther;* lorsqu'on agite pendant quelque temps ces liquides, il se produit deux couches : l'une supérieure, composée d'éther et d'un peu d'eau; l'autre inférieure, formée d'eau et d'un peu d'éther. L'éther dissout au moins autant de *cyanogène* que l'eau. Le *potassium* et le *sodium* sont oxydés par lui, et il y a une légère effervescence, due à un dégagement de carbure d'hydrogène. Le *baryum,* le *strontium* et le *calcium,* agissent probablement de la même manière.

En mettant de l'éther sulfurique en contact avec le fer, le zinc, le cuivre, et d'autres métaux facilement oxydables, on obtient des quantités notables d'acétates métalliques, ce qui tient à la décomposition de l'éther, lequel, sous l'influence de l'air, passe à l'état d'acide acétique; l'or et l'argent ne produisent rien de semblable.

Si l'on met une goutte d'éther dans un verre froid, et que l'on plonge dans le verre un fil de *platine* d'environ un demi-millimètre de diamètre, roulé en spirale, et préalablement chauffé sur un morceau de fer ou à la flamme d'une bougie, le fil devient resplendissant, presque d'un rouge blanc dans quelques parties du verre, et ce phénomène continue tant qu'il y a une quantité suffisante de vapeur et d'air; il se forme en même temps de l'acide *lampique.*

A la température ordinaire, les alcalis anhydres sont sans action sur l'éther; mais si l'on abandonne le mélange à lui-même pendant longtemps et au contact de l'air, l'éther se colore en brun, et il se forme des acétates et des formiates de ces bases.

Les acides *chlorhydrique* et *acétique* dissolvent l'éther, et l'eau ne le sépare que de la dernière de ces dissolutions (Boullay). L'*acide sulfurique* concentré le décompose à l'aide de la chaleur; il se forme de l'eau,

de l'huile douce de vin, du carbure hydrogène, du gaz acide sulfureux, du gaz acide carbonique, et il se dépose du charbon. L'acide sulfurique *anhydre* donne, avec l'éther vinique anhydre bien refroidi, de l'acide *iséthionique,* $H^5C^4O,2SO^3$, et de l'acide *œthionique,* $H^5C^4O,4SO^3$. L'*acide azotique* n'agit point sur lui à froid; il le décompose si on élève la température, et le transforme en aldéhyde et en acides formique et oxalique.

Il ne paraît pas avoir beaucoup d'action sur les *sels;* il forme toutefois des composés définis en s'unissant à certains chlorures; Kuhlmann a obtenu une combinaison cristalline d'éther et de sesquichlorure de fer. J'ai déjà parlé des phénomènes qu'il présente avec le chlorure d'or (voy. p. 640 du t. Ier). Il dissout le sublimé corrosif par l'agitation. Vogel a observé que le *solutum,* exposé au soleil pendant quelques jours, se décompose et laisse déposer du protochlorure et du carbonate de mercure sous forme d'une poudre blanche, phénomène qui annonce à la fois la décomposition de l'éther et celle de la préparation mercurielle.

L'*alcool* et l'éther s'unissent et forment un liquide incolore, limpide, décomposable par l'eau, qui s'empare de l'alcool et sépare l'éther sous forme de petits globules, lesquels viennent à la surface. La *liqueur minérale anodine d'Hoffmann* n'est autre chose qu'un mélange fait avec parties égales d'alcool et d'éther concentrés. Les huiles fixes et essentielles, le camphre, les résines, etc., peuvent être dissous par l'éther.

L'éther est un des calmants et des antispasmodiques les plus accrédités et les plus généralement employés en médecine. Il est administré avec le plus grand succès dans une foule d'affections nerveuses et dans un très-grand nombre de fièvres intermittentes : donné une heure avant l'accès, il le prévient souvent, ou du moins il s'oppose à ce que le frisson se manifeste. On le fait prendre depuis 6, 8 ou 10 gouttes, jusqu'à 2 grammes et même plus ; cependant il faut être circonspect sur son emploi, car, à forte dose, il détermine l'inflammation des tissus du canal digestif, tous les symptômes de l'ivresse, et la mort (voy. mon *Traité de médecine légale,* t. III, 4e édit.). On le donne ordinairement sur un morceau de sucre ou dans une potion antispasmodique.

Lorsqu'on le fait inspirer, il agit comme un puissant *anesthésique,* c'est-à-dire qu'il rend l'individu insensible : aussi l'emploie-t-on souvent sous cette forme avant de pratiquer des opérations chirurgicales très-douloureuses. Depuis quelques années, on lui préfère pour cet usage le *chloroforme,* quoique celui-ci soit d'un emploi plus dangereux.

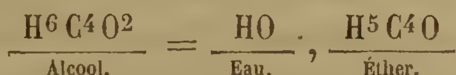
Préparation de l'éther ordinaire au moyen de l'acide sulfurique. L'appareil dont on se sert (voy. pl. 3, fig. 2) consiste dans une cornue tubu-

lée en verre *A*, d'une capacité triple du volume du mélange à y introduire; au col de cette cornue, on adapte avec beaucoup de soin une allonge *B*, communiquant avec un ballon *C* tubulé lui-même et joint à un serpentin *D*; à la tubulure de la cornue, on fixe un tube courbé à angle droit *E*, dont la branche verticale doit plonger de quelques centimètres dans le liquide alcoolique, tandis que la branche horizontale, armée d'un robinet *J*, communique avec un flacon *O*, servant de réservoir et contenant de l'alcool. Alors les quantités d'alcool et d'acide étant pesées dans le rapport de 70 parties d'alcool à 32 degrés, et de 100 parties d'acide concentré (1), on en fait le mélange à part, en ayant soin d'ajouter par petites portions l'acide dans l'alcool, et de remuer continuellement: une fois le mélange achevé, on l'introduit dans la cornue, que l'on place ensuite dans un bain de sable disposé sur un fourneau; et, après avoir bien hermétiquement fermé toutes les jointures et convenablement refroidi le récipient, on chauffe peu à peu la cornue, que l'on maintient à 140° pendant toute l'opération; pour cela, on introduit un thermomètre dans la cornue; déjà, à une douce chaleur, on voit la distillation commencer: alors on ouvre le robinet du tube qui amène l'alcool, afin de le faire arriver en quantité correspondante à celle de l'éther qui distille, et pour que le niveau du mélange dans la cornue reste toujours le même. Si l'opération est bien dirigée, il ne se forme que de l'eau et de l'éther; mais, comme presque toujours il passe à la distillation, outre ces deux corps, un peu d'alcool et d'acide, ainsi que de l'huile douce de vin, il faut rectifier l'éther; pour cela, on l'agite avec un sixième de son poids de carbonate de potasse desséché, ou avec de la chaux récemment calcinée : on laisse le tout en digestion pendant quelques heures, l'éther vient à la surface; on le distille dans un appareil semblable au précédent, dont on aurait seulement remplacé le tube conducteur de l'alcool par un bouchon fermant exactement la tubulure, et l'on chauffe très-doucement. Dans la crainte que l'éther ne retienne encore de l'eau et de l'alcool, on le fait digérer avec une grande quantité de chlorure de calcium pulvérisé, puis on le distille au bain-marie. Dans la préparation de l'éther ou pendant sa rectification, il faut surtout avoir soin de ne laisser dégager aucune vapeur, car par son poids spécifique celle-ci tend à gagner la partie inférieure de l'appartement, et pourrait arriver jusqu'aux charbons allumés contenus dans le fourneau

(1) Si l'alcool ou l'acide contenait trop d'eau, il ne se formerait point d'éther; on n'obtiendrait que de l'eau et de l'alcool.

et s'enflammer; de là des accidents souvent terribles. Il faut se garder, par les mêmes motifs, de transvaser de l'éther le soir dans le voisinage d'un corps allumé.

Théorie. D'après M. Mitscherlich, l'acide sulfurique agit sur l'alcool en vertu de la force catalytique (voy. t. I[er], p. 9); il détermine la décomposition de l'alcool en éliminant 1 équivalent d'eau, sans s'emparer ni de l'éther ni de l'eau; en effet, si l'on néglige quelques réactions intermédiaires, on a



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}} = \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{H^5C^4O}_{\text{Éther.}}$$

Ce qui vient à l'appui de cette théorie, et ce qui prouve bien que l'acide sulfurique n'agit pas en s'emparant de l'équivalent d'eau qui se forme, c'est que, 1° l'on peut éthérifier presque indéfiniment de l'alcool aqueux avec une même quantité d'acide sulfurique; 2° l'on forme certains éthers composés, tels que l'éther butyrique, sous l'influence de l'acide sulfurique étendu de beaucoup d'eau; 3° la potasse, corps plus avide d'eau que l'acide sulfurique, ne donne jamais de l'éther quand on la distille avec de l'alcool ou lorsqu'elle est en contact avec les vapeurs de celui-ci à une température rouge (voy. p. 134).

On avait admis que l'acide sulfovinique, composé d'*éther* et d'acide sulfurique, qui se produit surtout quand on chauffe 1 partie d'alcool *absolu* et 2 parties d'acide sulfurique concentré, prenait naissance pendant l'éthérification, et se décomposait en *éther* et en acide sulfurique; mais il est difficile d'adopter qu'il se forme de l'acide sulfovinique *à la même température* à laquelle il serait décomposé; d'ailleurs les expériences suivantes prouvent que les choses ne se passent pas ainsi : 1° en faisant arriver des vapeurs d'alcool chauffées à 100° et au-dessus, dans un ballon contenant de l'acide sulfurique bouillant, et assez étendu d'eau pour qu'il bouille à 145°, il passe constamment à la distillation un mélange d'éther et d'eau mêlé d'une petite quantité de vapeurs alcooliques; 2° Graham, après avoir enfermé dans des tubes des mélanges en proportions différentes d'acide sulfurique concentré et d'alcool d'une densité de 0,841, après avoir scellé ces tubes et les avoir chauffés depuis 140° jusqu'à 178°, a obtenu de l'éther sans distillation et *sans formation d'acide sulfovinique,* et il a conclu que la production de l'acide sulfovinique ne paraît pas être une gradation nécessaire pour l'éthérification; il a vu en outre que le procédé le plus avantageux consistait dans l'emploi du bisulfate de soude ou de l'acide sulfurique, mêlé à une grande pro-

portion d'alcool et d'eau, ce qui est la condition *la plus défavorable* à la formation de l'acide sulfovinique; il paraît, au contraire, que la combinaison de l'alcool avec l'acide sulfurique, à l'état d'acide sulfovinique, diminue grandement les chances d'éthérification de l'alcool, car, lorsqu'on augmente la proportion d'acide sulfurique, ce qui tend à augmenter la proportion d'acide sulfovinique, la proportion d'éther diminue rapidement. La conversion préalable de l'alcool en acide sulfovinique paraît donc être un obstacle plutôt qu'un auxiliaire à sa transformation en éther (*Journ. de pharm.,* août 1850). 3° MM. Lhermite et Personne, en chauffant de l'acide sulfovinique pur dans des tubes scellés, et en opérant comme l'a fait M. Graham, n'ont pas obtenu la moindre trace d'éther; tandis que le savant anglais en a produit constamment en agissant sur des mélanges convenablement faits d'alcool et d'acide sulfurique concentré.

Préparation de l'éther au moyen de l'acide phosphorique. On introduit dans une cornue 1,000 grammes d'acide phosphorique pur concentré jusqu'en consistance sirupeuse; on le chauffe jusqu'à 90°, et on fait arriver à travers, et goutte à goutte, 1,000 parties d'alcool à 40 degrés: le mélange bouillonne avec force; une partie de l'alcool se volatilise, et va se condenser dans le récipient : on le sépare, et ce n'est guère que lorsque les trois quarts de l'esprit-de-vin ont été introduits dans la cornue que l'éther se forme et peut être recueilli dans le ballon. Suivant M. Boullay, on peut également obtenir une certaine quantité de cet éther en distillant et en recohobant plusieurs fois de l'alcool à 40 degrés sur de l'acide phosphorique au degré de concentration dont j'ai parlé.

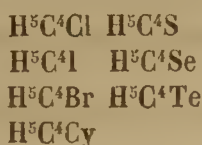
Préparation de l'éther au moyen de l'acide arsénique. On fait arriver goutte à goutte 500 grammes d'alcool à 40 degrés dans le fond d'une cornue contenant 500 grammes d'acide arsénique, dissous dans 250 grammes d'eau distillée (l'appareil est le même que le précédent); on chauffe; le mélange est fortement agité : presque les trois quarts de l'alcool se volatilisent et se condensent dans le récipient; on les sépare, et ce n'est qu'alors que l'éther commence à se former.

Préparation de l'éther au moyen de l'acide fluoborique. MM. Wöhler et Liebig proposent de distiller la gelée transparente et fumante qui est le résultat de la saturation complète de l'alcool absolu par le gaz fluoborique, puis de traiter par l'eau le liquide contenu dans le récipient.

On peut encore obtenir l'éther ordinaire en chauffant l'alcool avec les *chlorures de zinc,* d'*étain,* de *potassium,* etc.

DES ÉTHERS SIMPLES OU DU PREMIER GENRE
(préparés avec l'*alcool* et un *hydracide*).

Ces éthers sont l'éther *chlorhydrique*, l'éther *iodhydrique*, l'éther *bromhydrique*, l'éther *cyanhydrique*, l'éther *sulfhydrique*, l'éther *sélenhydrique* et l'éther *tellurhydrique*; ils sont formés, comme je l'ai dit, des mêmes éléments que l'éther ordinaire, si ce n'est que la molécule d'oxygène est remplacée par une molécule de chlore, d'iode, de brome, de soufre, de cyanogène, etc.



H^5C^4Cl H^5C^4S
H^5C^4I H^5C^4Se
H^5C^4Br H^5C^4Te
H^5C^4Cy

De l'éther chlorhydrique. H^5C^4Cl.

Cet éther peut se présenter sous deux états : au-dessus de 11° therm. c., il est gazeux ; à 11° et au-dessous, il est liquide, pourvu que la pression de l'atmosphère soit de 76 centimètres. A l'état de *gaz*, il est incolore, doué d'une odeur forte, semblable à celle de l'éther ordinaire, et d'une saveur légèrement sucrée : il n'agit point sur l'*infusum* de tournesol ni sur le sirop de violettes : le poids spécifique de sa vapeur est de 2,234 ; sa puissance réfractive est de 3,72.

A l'état liquide, il est incolore, d'une odeur vive, un peu alliacée, d'une densité de 0,921 à 0° ; il bout à 11° c. ; aussi suffit-il de le verser sur la main pour le faire entrer en ébullition. Si on le fait passer lentement à travers un tube chauffé au *rouge blanc*, rempli de fragments de porcelaine, pour que la surface se trouve augmentée et la chaleur également distribuée, on le décompose en totalité, et l'on obtient, suivant les expériences de MM. Colin et Robiquet, un gaz composé en volume de 36,79 d'acide chlorhydrique et de 63,21 de bicarbure d'hydrogène : il ne se produit point d'eau ni d'acide carbonique, et il ne se dépose pas de charbon. S'il est en contact avec le gaz oxygène ou avec l'air et un corps enflammé, ou bien si l'on y fait arriver une étincelle électrique, il absorbe l'oxygène, se décompose, produit une flamme verte, et se transforme en eau, en gaz acide chlorhydrique, et en gaz acide carbonique. Si l'expérience se fait dans des vaisseaux fermés, et que l'on emploie 3 parties d'oxygène contre 1 d'éther, il y a une vive détonation, et l'instrument est brisé.

Le *chlore* n'agit pas sur lui dans l'obscurité; mais sous l'influence d'une vive lumière, au soleil par exemple, il le décompose en se substituant à l'hydrogène, et le transforme en éther *chlorhydrique monochloré*, $H^4C^4Cl^2$, offrant la même composition que la liqueur des Hollandais (voy. p. 249 du t. I), dont il diffère cependant parce qu'il bout à 64°, et parce qu'il ne fournit pas, avec la dissolution alcoolique de potasse, du *bicarbure d'hydrogène monochloré*, etc. En traitant successivement l'éther *chlorhydrique monochloré* par de nouvelles quantités de chlore, sous l'influence de la lumière solaire, on obtient, d'après M. Regnault :

1° L'éther chlorhydrique bichloré. . . $H^3C^4Cl^3$, *isomère* avec la liqueur des Hollandais monochlorée;

2° L'éther chlorhydrique trichloré. . $H^2C^4Cl^4$, *isomère* avec la liqueur des Hollandais bichlorée ;

3° L'éther chlorhydrique quadrichloré, $H\ C^4Cl^5$, *isomère* avec la liqueur des Hollandais trichlorée ;

4° L'éther chlorhydrique perchloré. . C^4Cl^6, identique avec la liqueur perchlorée des Hollandais ou le sesquichlorure de carbone cristallisé.

Il est à remarquer que les éthers chlorhydriques *bichloré*, *trichloré* et *quadrichloré*, diffèrent complétement, par leurs propriétés physiques, des produits isomères qui sont le résultat de l'action du chlore sur la liqueur des Hollandais : ainsi le premier bout à 75°, tandis que l'isomère provenant de la liqueur des Hollandais n'entre en ébullition qu'à 115°; l'éther *trichloré* bout à 102°, et l'isomère à 135°; l'éther *quadrichloré* bout à 146°, et l'isomère à 153°; ils en diffèrent également par leurs propriétés chimiques. Quoiqu'il en soit, si la densité, le point d'ébullition et la densité de vapeur des éthers chlorhydriques *chlorés*, augmentent avec la proportion de chlore, leur molécule ne change pas, car la condensation reste toujours la même; les formules correspondent toutes à quatre volumes de vapeur.

L'*eau* à 0° peut dissoudre $1/_{50}$ de son poids d'éther chlorhydrique ; la saveur du *solutum* est sucrée. Les acides *sulfurique*, *azotique* et *hypoazotique*, ne le décomposent qu'à l'aide de la chaleur, et ils en dégagent du gaz acide chlorhydrique. L'acide sulfurique *anhydre* en absorbe une très-grande quantité, et donne un liquide fumant à l'air, que la chaleur décompose facilement. La *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque*, n'agissent sur lui qu'après quelques jours de contact, et donnent lieu à des chlorures et à de l'alcool ; la décomposition est immédiate si l'alcali est dissous dans l'alcool. L'*azotate d'argent* et l'*azotate de protoxyde de mer-*

ure, qui jouissent de la propriété de décomposer sur-le-champ l'acide chlorhydrique, et de lui enlever l'hydrogène, ne décomposent cet éther qu'au bout de quelques heures ; alors seulement il se dépose une petite quantité de chlorure d'argent ou de protochlorure de mercure; la décomposition n'est même pas complète au bout de trois mois, comme l'a prouvé M. Thénard : mais si on met le feu au mélange d'éther et de l'un ou de l'autre de ces sels, il se forme dans le même instant une très-grande quantité de chlorure, qui annonce que la décomposition est subite. L'*alcool* dissout très-bien l'éther chlorhydrique, et le *solutum* est décomposé par l'eau, qui s'empare de l'alcool.

L'éther chlorhydrique se combine avec les perchlorures d'étain, d'antimoine, de fer, etc., et donne des produits que l'on peut considérer comme des éthers composés de cet éther simple.

Préparation. L'appareil dont on se sert pour préparer l'éther chlorhydrique se compose d'une cornue de verre à laquelle est adapté un tube de Welter, qui va plonger au fond d'un flacon à trois tubulures *A*, à moitié rempli d'eau et placé dans un vase *B*, contenant de l'eau à 25° (voy. pl. 1, fig. 4); de ce flacon, part un tube recourbé qui se rend dans une longue éprouvette *F*, sèche, vide, et entourée de glace; la troisième tubulure du flacon *A* reçoit un tube de sûreté droit; l'éprouvette *F* est fermée par un bouchon percé d'un trou, par lequel s'échappe l'éther, qui ne peut pas se condenser.

On introduit dans la cornue parties égales d'alcool et d'acide chlorhydrique concentrés, on lute les jointures, et on chauffe graduellement le mélange jusqu'à l'ébullition ; l'éther se forme et arrive, avec une portion d'acide et d'alcool, dans le flacon *A*, contenant de l'eau; celle-ci dissout l'acide et l'alcool, tandis que l'éther va se condenser dans l'éprouvette *F*. L'opération doit être conduite de manière que les bulles ne se dégagent ni trop lentement ni trop rapidement dans le flacon *A*. Pour obtenir l'éther chlorhydrique *gazeux*, il suffit d'en introduire un peu à l'état liquide dans une éprouvette pleine de mercure, et renversée sur la cuve de ce métal : il se transformera en gaz à la température de 11°+0°.

De l'éther iodhydrique. H^5C^4I.

Il est liquide, transparent, incolore, doué d'une odeur forte, analogue à celle des autres éthers; son poids spécifique, à 22°,3 th. c., est de 1,9208. Il prend, au bout de quelques jours, une couleur rosée qui dépend d'une certaine quantité d'iode mis à nu ; mais la potasse et la soude

le décolorent sur-le-champ en s'emparant de l'iode. Il entre en ébullition à la température de 70°. Soumis à l'action du calorique dans un tube de porcelaine incandescent, il se décompose et fournit, d'après Kopp, un composé, $H^4 C^4 I^2$. Il n'est point inflammable; mis sur les charbons ardents, il exhale des vapeurs pourpres. Le chlore le transforme en éther chlorhydrique (Pierre). Il est inaltérable par la potasse et par les acides azotique et sulfureux. L'arsenic le décompose rapidement à environ 160°; il se forme un liquide rouge de sang, qui par le refroidissement se prend en beaux cristaux formés probablement par de l'iodure d'arsenic. L'étain le décompose aussi. Le fer, le plomb et le cuivre, l'altèrent à peine à 200°. Le zinc forme avec lui du *zincoéthyle,* H^4C^4Zn,HO, moins volatil que le zincométhyle, et susceptible de décomposer l'eau (voy. *Éther méthyliodhydrique*).

Préparation. On introduit dans une cornue tubulée 5 parties d'alcool à 38 degrés, et deux parties de phosphure d'iode concassé (ce phosphure est préparé avec 10 parties d'iode et 1 de phosphore); on ajoute une certaine quantité d'iode, que le contact du phosphure fait disparaître en le convertissant en acide iodhydrique (1); on adapte le récipient, et l'on chauffe à feu nu pour porter à l'ébullition; on obtient dans le récipient un liquide alcoolique incolore, qui, par l'addition de l'eau, laisse précipiter, sous forme de petits globules, un liquide d'abord laiteux, mais qui ne tarde pas à devenir transparent: ce liquide est l'éther iodhydrique; il suffit de le laver avec de l'eau pour l'avoir pur. Le premier alcool étant épuisé, on peut en verser sur le résidu de la cornue une nouvelle quantité équivalente à un tiers de ce qu'on a mis la première fois (Sérullas).

DU STIBÉTHYLE. $H^{15}C^{12}Sb$.

MM. Lœwig et Schweitzer viennent de découvrir ce nouveau radical organique, contenant de l'antimoine, en faisant agir sur l'éther iodhydrique un alliage de 88 parties d'antimoine et de 12 parties de potassium. On peut le considérer comme du gaz hydrogène antimonié dans lequel les 3 équivalents d'hydrogène sont remplacés par 3 équivalents de H^5C^4 (éthyle). Par sa composition et par ses propriétés, le stibéthyle se rapproche beaucoup du *cacodyle* (voy. ce mot), et des bases

(1) L'eau de l'alcool se décompose, son oxygène forme de l'acide phosphoreux avec le phosphore, tandis que l'hydrogène fait passer l'iode à l'état d'acide iodhydrique.

découvertes par M. Paul Thénard (voy. *Journ. de pharm.*, oct. 1850).

Il est liquide, transparent, très-mobile, fortement réfringent, d'une odeur alliacée fugace, plus pesant que l'eau. Il bout à 150°,5, à la pression de 730^{mm}. Il n'est pas solidifié à 29° — 0°. Une baguette qui en est imprégnée répand à l'air des vapeurs épaisses, et au bout de quelque temps la goutte finit par s'enflammer et brûle avec une flamme blanche éclatante. A la température ordinaire, il se combine en dégageant de la chaleur avec 2 équivalents d'oxygène, de soufre, de sélénium, et avec d'autres corps halogènes; les composés qui en résultent correspondent tout à fait à ceux que forme un radical minéral. Il tombe au fond de l'eau sans s'y dissoudre; il est très-soluble dans l'alcool et l'éther.

Lorsqu'on le fait arriver, sous forme de vapeurs, dans un ballon, il se condense en un corps blanc pulvérulent, soluble dans l'eau, possédant les caractères d'un acide faible, d'une saveur très-amère, et insoluble dans l'éther, et en une masse transparente, incolore, visqueuse, soluble dans l'éther. L'acide azotique étendu, chauffé avec le stibéthyle, le dissout et l'oxyde; en évaporant la dissolution, on obtient de beaux cristaux transparents et incolores.

Dans certaines circonstances, que MM. Lœvig et Schweitzer n'ont pas encore fait connaître, le stybéthyle perd 2 équivalents de H^5C^4, et se transforme en un nouveau radical, H^5C^4Sb, l'*éthylstibyle*, susceptible de se combiner à 5 équivalents d'oxygène, de soufre, de chlore, etc.

Préparation. On place dans un petit ballon un alliage de 88 parties d'antimoine et de 12 de potassium, et on l'humecte avec l'éther iodhydrique; la chaleur qui se dégage fait volatiliser une certaine quantité d'éther; dès que ces vapeurs sont dégagées, on adapte au petit ballon un appareil de condensation ; c'est une large éprouvette dans laquelle on introduit un ballon rempli en partie d'alliage de potassium et d'antimoine; le bouchon qui ferme cette éprouvette est percé de trois trous: le premier donne passage à un tube qui amène de l'acide carbonique sec au fond de l'éprouvette; un second tube laisse échapper le gaz acide carbonique; tandis qu'un troisième tube, recourbé et plongeant dans le ballon récipient, livre passage aux vapeurs qui doivent s'y condenser. On chauffe le petit ballon, dans lequel la réaction entre l'éther et l'alliage s'accomplit rapidement lorsqu'on chauffe avec une lampe à esprit-de-vin; aussitôt qu'elle est terminée, on remplace le petit ballon par un autre, et on continue ainsi jusqu'à ce qu'il se soit rassemblé dans le ballon récipient une quantité suffisante de liquide. On laisse reposer pendant quelques heures, et puis on rectifie ce liquide dans le

ballon même, en employant une disposition analogue à celle qui vient d'être décrite.

Comme l'éther iodhydrique agit avec une grande violence sur l'alliage, il importe d'ajouter du sable, d'opérer sur de petites quantités, et d'employer un grand excès d'alliage. Il faut aussi éviter avec soin l'accès de l'air.

Oxyde de stibéthyle, $H^{15}C^{12}Sb,O^2$. — Il est sous forme d'une masse visqueuse, non cristallisée, limpide, d'une saveur très-amère, fixe, inaltérable à l'air. Chauffé, il dégage des vapeurs blanches inflammables, contenant la majeure partie de l'antimoine, et laisse du charbon antimonié. L'acide azotique le décompose avec déflagration. L'acide sulfurique concentré le dissout sans altération. Le gaz chlorhydrique sec, ainsi que les acides bromhydrique et iodhydrique, le décomposent et donnent de l'eau et du chlorure, du bromure ou de l'iodure de *stibéthyle.* L'acide sulfhydrique le décompose, sans le précipiter; si l'on évapore la dissolution, on obtient du sulfure de stibéthyle cristallisé. Le potassium le réduit et sépare le stibéthyle.

Préparation. On décompose le sulfate d'oxyde de stibéthyle par la baryte; on évapore au bain-marie jusqu'à siccité; on traite par l'alcool, qui dissout un composé d'oxyde de stibéthyle et de baryte; à l'aide d'un courant de gaz acide carbonique, on précipite la baryte de ce composé; on filtre, et en faisant évaporer la dissolution alcoolique filtrée, on obtient l'oxyde.

Sels de stibéthyle. — *Sulfure*, $H^{15}C^{12}Sb, S^2$. Il est en aiguilles blanches soyeuses, d'une saveur amère un peu sulfureuse, d'une odeur désagréable, analogue à celle du mercaptan (voy. p. 158); il fond à 100°; il est facilement soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; sa dissolution aqueuse précipite la plupart des sels métalliques, et se comporte comme une dissolution de sulfure de potassium; il est décomposé par le potassium et le sodium, qui lui enlèvent le soufre. On l'obtient en faisant bouillir une dissolution éthérée de stibéthyle avec du soufre sublimé et desséché; la dissolution se prend en masse par le refroidissement.

Iodure, $H^{15}C^{12}Sb,I^2$.— Il est en aiguilles incolores transparentes, fusibles à 70°,5, pouvant être sublimées à 100°, et décomposables au delà de cette température, en répandant des vapeurs blanches épaisses. Il est très-soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. L'acide azotique en déplace l'iode. L'acide sulfurique concentré en dégage de l'iode et de l'acide iodhydrique, et il se forme de l'acide sulfureux. On l'obtient en ajoutant de l'iode à une dissolution alcoolique de stibéthyle refroidie par un mélange réfrigérant.

Bromure, $H^{15}C^{12}Sb, Br^2$. — Il est liquide, incolore, d'une densité de 1,953 à 17° + 0°. A — 10°, il se prend en une masse blanche cristalline. Il est insoluble dans l'eau, tandis que l'alcool et l'éther le dissolvent facilement. Il est inflammable, et ne se volatilise pas. On l'obtient en mêlant des dissolutions alcooliques de brome et de stibéthyle, et en précipitant par l'eau; si on mêlait le brome avec du stibéthyle, il y aurait une vive inflammation.

Chlorure, $H^{15}C^{12}Sb, Cl^2$. — Il est liquide, incolore, fortement réfringent, d'une odeur d'essence de térébenthine, d'une saveur amère, d'une densité de 1,540. A — 12°, il est encore liquide. Il est insoluble dans l'eau; l'alcool et l'éther le dissolvent facilement. On l'obtient en précipitant une dissolution d'azotate de stibéthyle pur par l'acide chlorhydrique concentré.

Sulfate d'oxyde de stibéthyle, $H^{15}C^{12}Sb, O^2, 2SO^3$. — Il est en petits cristaux d'une saveur amère, fusibles, au delà de 100°, en un liquide incolore, solubles dans l'alcool, presque insolubles dans l'éther, et décomposables par l'acide chlorhydrique, qui forme du chlorure de stibéthyle. On l'obtient en décomposant le sulfure par le sulfate de bioxyde de cuivre; la liqueur filtrée, et évaporée au bain-marie jusqu'à consistance sirupeuse, laisse déposer ce sel.

Azotate d'oxyde de stibéthyle, $H^{15}C^{12}Sb, O^2, 2AzO^5$. — Il est en beaux prismes rhomboïdaux, d'une saveur amère, fusibles à 62°,5, en un liquide incolore qui se prend en une masse blanche cristalline à 57° + 0°; quand on le chauffe, il brûle avec déflagration, comme un mélange d'azotate de potasse et de charbon. Il se dissout très bien dans l'eau, moins bien dans l'alcool, et moins encore dans l'éther. L'acide sulfurique concentré en sépare l'acide azotique, et l'acide chlorhydrique le transforme en chlorure de stibéthyle. On l'obtient en saturant l'oxyde par l'acide azotique, ou en dissolvant le stibéthyle dans ce même acide; dans ce dernier cas, il se dégage de l'acide hypoazotique sous forme de vapeurs rutilantes.

De l'éther bromhydrique. H^5C^4Br.

Il est incolore et transparent après un long repos, d'une odeur forte et éthérée, d'une saveur piquante, et d'une densité de 1,473 à 0°. Il bout à 41° et se décompose au rouge sombre. Il se dissout dans l'alcool, d'où il est précipité par l'eau. Il ne change pas de couleur, comme le précédent, lorsqu'on le conserve sous l'eau. On l'obtient par un procédé analogue à celui qui fournit l'éther iodhydrique, en traitant 40 parties

d'alcool par une partie de phosphore et 7 à 8 parties de brome (voyez Sérullas, *Ann. de chim. et de phys.*, t. XXXIV).

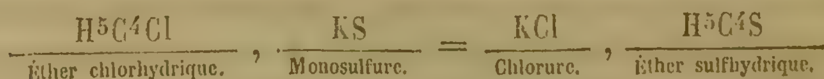
De l'éther cyanhydrique. H^5C^4Cy.

Il a été découvert en 1834 par M. Pelouze. Il est liquide, incolore, d'une odeur alliacée très-forte, d'une densité de 0,78. Il bout à 82°; l'eau le dissout à peine, mais il est très-soluble dans l'alcool et dans l'éther sulfurique. Il ne trouble pas la dissolution d'azotate d'argent s'il est pur; il n'est décomposé par le *solutum* de potasse qu'autant que celui-ci est très-concentré. L'oxyde de mercure le décompose facilement, et il se forme du cyanure de mercure, de l'acide chlorhydrique, et de l'alcool.

On l'obtient en chauffant légèrement un mélange de parties égales de cyanure de potassium et de sulfovinate de baryte; on lave le liquide distillé avec quatre ou cinq fois son volume d'eau, pour lui enlever l'acool et l'acide cyanhydrique qu'il peut contenir; on le maintient pendant quelque temps à la température de 60° à 70°, et enfin on le distille sur du chlorure de calcium (*Journ. de pharm.*, juillet 1834). Il est très-vénéneux.

De l'éther sulfhydrique. H^5C^4S.

Il est liquide, incolore, d'une odeur alliacée pénétrante, d'une densité de 0,825; la densité de sa vapeur est de 3,138. Il bout à 73°; l'eau en dissout à peine, tandis qu'il est très-soluble dans l'alcool. Traité par le chlore, il donne un produit huileux très-fétide, HC^4Cl^4S. On l'obtient par double décomposition, en traitant l'éther chlorhydrique par du monosulfure de potassium dissous dans l'alcool; on distille au bout de 24 heures; le liquide volatilisé contient cet éther, de l'alcool, et de l'éther chlorhydrique; on l'agite avec de l'eau, qui dissout ces deux corps; l'éther sulfhydrique surnage; on le décante avec une pipette, et on le distille sur du chlorure de calcium, en ayant soin de rejeter les portions qui passent les premières, parce qu'elles peuvent contenir de l'éther chlorhydrique (Regnault). Voici comment on peut représenter la réaction :



$$\underbrace{H^5C^4Cl}_{\text{Éther chlorhydrique.}} , \underbrace{KS}_{\text{Monosulfure.}} = \underbrace{KCl}_{\text{Chlorure.}} , \underbrace{H^5C^4S}_{\text{Éther sulfhydrique.}}$$

Alcool sulfhydrique ou mercaptan (*mercurium captans*, parce qu'il se

combine facilement avec le bioxyde de mercure), $H^6C^4S^2$. — On obtient ce corps en distillant une dissolution alcoolique de sulfhydrate de monosulfure de potassium à travers laquelle on a fait passer de l'éther chlorhydrique; en comparant sa composition à celle de l'alcool de vin, $H^6C^4O^2$, on voit que les deux équivalents d'oxygène de celui-ci ont été remplacés par deux équivalents de soufre. On le prépare aussi en distillant au bain-marie un mélange de sulfhydrate de monosulfure de potassium dissous et d'une dissolution concentrée de sulfovinate de chaux. Le produit qui distille contient un excès d'acide sulfhydrique, d'alcool et d'eau, dont on le sépare en le soumettant à une nouvelle distillation sur de l'oxyde de mercure, et en le faisant digérer sur du chlorure de calcium.

L'*alcool sulfhydrique* est un liquide incolore, très-fluide, d'une odeur d'oignon pénétrante et insupportable, bouillant à 36°; sa densité est de 0,842 à 15°; il se solidifie vers — 22°. Il est insoluble dans l'eau, inflammable, et soluble dans l'alcool et dans l'éther.

Il dissout bien le soufre, le phosphore et l'iode. Lorsqu'on le traite par les oxydes métalliques, l'hydrogène de l'acide sulfhydrique est remplacé dans la combinaison par un équivalent de métal, et il se forme un équivalent d'eau; on donne aux combinaisons produites le nom de *mercaptides* (*alcools sulfométalliques*); mais, chose remarquable, l'affinité du *mercaptan* pour les sulfures métalliques est en raison inverse de l'affinité qu'ont les métaux de ces sulfures pour l'oxygène : c'est ainsi que la potasse et la soude n'exercent point d'action sensible sur lui, tandis que les oxydes de mercure et d'or sont instantanément transformés en sulfures métalliques, avec lesquels il se combine.

Lorsqu'on verse, peu à peu, une dissolution alcoolique de mercaptan sur du bioxyde de mercure, la température s'élève, et il se forme une substance blanche, H^5C^4S, HgS, fusible vers 85°, et décomposable au-dessus de 120°; l'acide sulfhydrique la transforme en sulfure de mercure et en mercaptan.

L'*alcool sulfhydrique*, chauffé avec du potassium, donne de l'hydrogène et de l'alcool sulfopotassique, H^5C^4S, KS. Le mercaptan est sans usages.

M. Pyrame Morin a obtenu un éther bisulfuré sulfhydrique, $H^5C^4S^2$, en distillant du sulfovinate de potasse avec du sulfure de potassium. Ce corps avait été déjà entrevu par M. Zeize, qui lui avait donné le nom de *thialoel*.

De l'éther sélenhydrique. H^5C^4Se.

On l'obtient en distillant un mélange de parties égales de sulfovinate de potasse et de séléniure de potassium. Il est peu connu. On prépare aussi un *mercaptan sélénié*, H^5C^4Se, HSe, en distillant du sulfovinate de chaux avec du séléniure de potassium. Ce mercaptan est incolore, très-fluide, d'une odeur désagréable, plus pesant que l'eau, qui ne le dissout pas. Il se combine avec le mercure.

De l'éther tellurhydrique. H^5C^4Te.

Il est liquide, jaune rougeâtre, plus dense que l'eau; il bout au-dessus de 100°, et s'oxyde lentement à l'air en déposant de l'acide tellureux. On l'obtient en distillant un mélange de tellurure de potassium et de sulfovinate de baryte. Il est très-vénéneux.

DES ÉTHERS COMPOSÉS OU DU SECOND GENRE.

Ces éthers, ainsi que je l'ai dit à la page 142, sont neutres ou acides.

DES ÉTHERS COMPOSÉS NEUTRES.

Ces éthers sont formés d'éther ordinaire, H^5C^4O, et d'un oxacide : ce sont les éthers *sulfurique ordinaire neutre, sulfureux, azotique, azoteux, perchlorique, borique, silicique, carbonique, chloroxycarbonique, acétique, formique, benzoïque, oxalique, citrique, tartrique, mucique, vinosalicylique, cyanurique, cyanique, nitrobenzoïque, cinnamique, cuminique, tholuïque, nitrotholuïque, anisique, phénique, œnanthique* et *camphorique.*

De l'éther sulfurique neutre. H^5C^4O, SO^3.

Il est liquide, oléagineux, inodore, d'une saveur âcre, brûlante, d'une odeur de menthe poivrée, et d'un poids spécifique de 1,120. A la température de 140°, il se décompose en alcool, en gaz acide sulfureux, et en bicarbure d'hydrogène. L'eau le transforme en acide méthionique,

en acide iséthionique, et en acide sulfovinique. On l'obtient en faisant réagir l'acide sulfurique *anhydre* sur l'éther ordinaire, H^5C^4O.

De l'éther sulfureux. H^5C^4O, SO^2.

Il est liquide, incolore, d'une odeur de menthe, d'une densité de 1,085; il bout à 160°,3. Il brûle avec une flamme bleuâtre, et il est décomposé par l'air humide. Il fournit avec le chlore des cristaux de sesquichlorure de carbone, et un mélange d'acide chlorosulfurique et d'aldéhyde perchloré. On l'obtient en versant de l'alcool sur du protochlorure de soufre; le mélange s'échauffe, il se dégage de l'acide chlorhydrique, et il se dépose du soufre; on distille; il passe d'abord de l'alcool, puis l'éther sulfureux, lorsque la température a atteint 170°.

De l'éther azotique. H^5C^4O, AzO^5.

Il est liquide, d'une odeur douce et suave qui ne rappelle aucunement celle de l'éther décrit jusqu'à présent sous le nom d'*éther nitreux;* sa saveur, très-sucrée, laisse un arrière-goût d'amertume légère; sa densité, plus forte que celle de l'eau, est de 1,112 à + 17°. Il entre en ébullition à + 85°. Il s'enflamme et brûle avec une flamme blanche très-prononcée. Il se décompose à une température un peu supérieure à son point d'ébullition. Il dissout l'iode, et acquiert une belle coloration violette. Il est complétement insoluble dans l'eau, tandis qu'il se dissout en toute proportion dans l'alcool, d'où il est facilement précipité par une petite quantité d'eau. Il est détruit par l'acide azotique concentré, sans que l'on puisse obtenir de l'acide azotovinique ni des azotovinates. L'acide chlorhydrique le décompose, et forme de l'eau régale. L'acide sulfurique à un équivalent d'eau dissout le quart de son poids de cet éther, sans aucun phénomène apparent dans le principe, si l'on ajoute l'éther peu à peu; mais au bout de quelques instants, le mélange répand des vapeurs d'acide azotique, et un peu plus tard il se fait un grand échauffement de la liqueur avec production de gaz bioxyde d'azote; l'acide sulfurique noircit, et tout l'éther se trouve détruit. Une solution aqueuse de potasse caustique concentrée est sans action sur l'éther azotique; mais une solution alcoolique le décompose même à froid, et l'on obtient des cristaux abondants d'azotate de potasse, sans le moindre mélange d'hypoazotate. Il a été découvert par M. Millon.

Préparation. On introduit dans une cornue 75 grammes d'acide azo-

tique *pur,* autant d'alcool à 35 degrés, et 1 ou 2 grammes d'azotate d'urée; on ne doit pas agir sur des quantités plus fortes. On chauffe doucement; le premier produit de la distillation ne contient que de l'alcool affaibli; mais bientôt l'éther azotique s'annonce par une odeur particulière, et en ajoutant de l'eau au produit distillé, l'éther se précipite: plus tard, cet éther est si abondant qu'il forme une couche plus dense dans le récipient même. Si l'on pousse la distillation jusqu'à ce qu'on ait chassé tout le mélange d'alcool et d'acide de la cornue qui le contient, on retombe tout à fait, à la fin de l'opération, dans les réactions tumultueuses de l'alcool; mais en s'arrêtant lorsqu'il ne reste plus que le huitième environ du mélange, l'*azotate d'urée est à peu près intact,* et il ne tarde pas à se déposer au milieu du résidu fortement acide; ce résidu peut servir à une seconde, à une troisième, et même à une quatrième distillation. Quelle est l'intervention de l'azotate d'urée? Si l'on veut avoir de l'éther azotique, dit M. Millon, il faut éviter la présence de l'acide azoteux; car celui-ci transformerait les éléments de l'alcool en plusieurs produits, parmi lesquels dominerait l'éther désigné jusqu'à présent sous le nom d'*éther nitreux:* or l'urée a pour but de réagir sur l'acide azoteux en produisant des volumes égaux d'azote et d'acide carbonique (*Ann. de chim.*, juin 1843).

Le liquide décrit jusqu'à ce jour sous le nom d'*éther nitreux,* et obtenu en chauffant, dans un appareil de Woulf, parties égales en poids d'alcool d'une densité de 0,85 et d'acide azotique à 32 degrés, est un composé multiple dont la préparation n'est pas sans danger, à moins que l'on ne prenne de grandes précautions qu'il me paraît inutile d'indiquer.

De l'éther azoteux. H^5C^4O, AzO^3.

Il est incolore, d'une odeur de pomme de reinette, d'une densité de 0,886. Il bout à $21^o + 0^o$. Il se décompose spontanément, en dégageant du gaz bioxyde d'azote; ce dégagement occasionne souvent la rupture des flacons dans lesquels on conserve cet éther. On l'obtient en versant avec précaution dans un flacon 1 partie en volume d'alcool à 0,85, puis 1 partie d'acide azotique à 4 équivalents d'eau; le flacon doit être imparfaitement bouché, afin que les gaz puissent se dégager; après deux ou trois jours d'exposition dans un endroit froid, on décante la couche supérieure, qui contient beaucoup d'éther azoteux; on agite celle-ci avec une dissolution étendue de potasse caustique; on la décante de nouveau, et on la laisse pendant quelque temps sur du chlorure de

calcium ; on la décante de nouveau, et on a l'éther; si l'on opérait à chaud ou avec de l'acide ordinaire et de l'alcool, la réaction serait tellement tumultueuse, qu'il pourrait y avoir explosion.

De l'éther perchlorique. H^5C^4O, ClO^7.

Il est liquide, d'une odeur agréable, d'une saveur piquante, plus dense que l'eau, bouillant au-dessus de 100°; il détone avec violence, souvent spontanément, et, à plus forte raison, par l'action de la chaleur ou par le frottement. On l'obtient en distillant un mélange de sulfovinate de potasse et de perchlorate de baryte.

Des éthers boriques.

Il existe deux éthers boriques, d'après MM. Ebelmen et Bouquet. Le premier, découvert par M. Ebelmen $= H^5C^4O, 2Bo^3$, est sous forme d'un verre transparent, qui se ramollit assez entre 40° et 50° pour qu'on puisse le tirer en fils ; son odeur est faiblement éthérée, et sa saveur brûlante; vers 200°, il donne des vapeurs blanches; à 300°, il se décompose et dégage de l'alcool et du bicarbure d'hydrogène gazeux. Il brûle avec une belle flamme verte, due à l'acide borique. L'eau bouillante le transforme en alcool et en acide borique. Il est très-soluble dans l'alcool et l'éther; ces dissolutions additionnées d'eau se prennent en masses gélatineuses. On l'obtient en chauffant, entre 100° et 110°, un mélange de parties égales d'acide borique fondu et d'alcool anhydre; la masse qui reste dans la cornue étant traitée par l'éther, et la dissolution éthérée étant évaporée, on a un produit, lequel, étant chauffé dans un bain d'huile jusqu'à 200°, constitue l'éther borique.

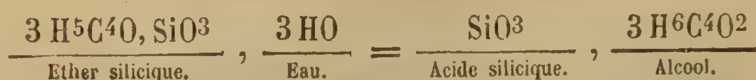
L'*autre éther*, $6H^5C^4O, Bo^3$, est liquide, incolore, d'une saveur chaude et amère, d'une densité de 0,8849 à 0°; il bout à 119°. On l'obtient en faisant agir l'alcool sur du chlorure de bore.

Des éthers siliciques.

M. Ebelmen a fait voir qu'en traitant le chlorure de silicium par l'alcool, on obtenait trois éthers dans lesquels les proportions d'acide silicique croissent comme 1, 2, 4, pour une proportion d'éther, H^5C^4O.

Éther silicique tribasique, $3H^5C^4O, SiO^3$. — Il est liquide, incolore, transparent, d'une odeur agréable, d'une saveur poivrée, et d'un poids spécifique de 0,933 à 20° + 0°. Il bout entre 162° et 163°; il brûle avec

une flamme blanche, et laisse de l'acide silicique. Il est soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther; l'eau ne le dissout point, mais au bout d'un certain temps elle en détermine la décomposition en alcool et en acide silicique.



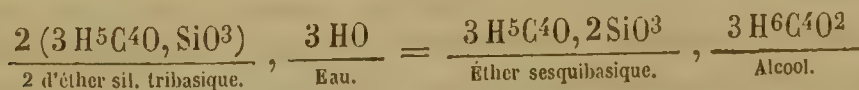
$$\underbrace{3\,H^5C^4O, SiO^3}_{\text{Ether silicique.}}, \underbrace{3\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{SiO^3}_{\text{Acide silicique.}}, \underbrace{3\,H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}}$$

Exposé à l'air humide, il se solidifie en une masse transparente d'acide silicique hydraté, qui durcit assez avec le temps pour rayer le verre.

On remarquera que, tandis que les éthers composés du groupe dont je parle contiennent 1 équivalent d'éther et 1 d'acide, celui-ci contient 3 équivalents d'éther.

On l'obtient en versant avec précaution de l'alcool *absolu* sur du chlorure de silicium, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz acide chlorhydrique; on distille; il passe d'abord de l'éther chlorhydrique; quand la température est entre 160° et 170°, le produit distillé est presque entièrement formé par l'éther silicique tribasique.

Éther sesquibasique, $3H^5C^4O, 2SiO^3$. — Il est incolore, à peine sapide et odorant, d'une densité de 1,079, moins combustible et moins facile à décomposer par l'eau que le précédent, insoluble dans ce liquide, très-soluble dans l'alcool et l'éther. On l'obtient en distillant à 350° un mélange de chlorure de silicium et d'alcool contenant 16 pour 100 d'eau. Si l'on distillait une dissolution d'éther tribasique dans l'alcool très-concentré, l'alcool se volatiliserait entre 90° et 100°; le liquide qui passerait dans le récipient, à la température de 350°, traité par l'eau, donnerait de l'éther sesquibasique et de l'alcool, par suite de la réaction suivante :



$$\underbrace{2\,(3\,H^5C^4O, SiO^3)}_{\text{2 d'éther sil. tribasique.}}, \underbrace{3\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{3\,H^5C^4O, 2\,SiO^3}_{\text{Éther sesquibasique.}}, \underbrace{3\,H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}}$$

Éther silicique avec excès d'acide silicique, $3H^5C^4O, 4SiO^3$. — Il est solide, transparent, d'une couleur ambrée, inaltérable à l'air; il se ramollit à peine à 100°; chauffé plus fortement, il se transforme en acide silicique et en éther sesquibasique qui distille. On l'obtient en ajoutant un peu d'alcool aqueux à l'éther sesquibasique et en chauffant; l'éther avec excès d'acide silicique reste dans la cornue.

De l'éther carbonique. H^5C^4O, CO^2.

Il est liquide, incolore, très-fluide, d'une odeur aromatique, d'une saveur brûlante, et d'une densité de 0,975. Il bout à 126°; il s'enflamme assez difficilement, et ne se dissout pas dans l'eau. A chaud, la potasse le transforme en carbonate de potasse et en alcool. L'ammoniaque liquide le change en alcool et en *uréthane*, H^5C^4O, H^2Az, C^2O^3, matière cristalline, blanche, fusible à 100°, soluble dans l'eau et dans l'alcool, sorte d'éther, composé d'éther ordinaire et d'un acide particulier, H^2Az, C^2O^3, auquel on a donné le nom d'acide *carbamique;* d'où il suit que l'uréthane pourrait être considérée comme un *éther carbamique.*

Le chlore sec, à la *lumière diffuse,* enlève 2 équivalents d'hydrogène à l'éther carbonique, et il se produit un liquide, $H^3C^4Cl^2O, CO^2$, désigné par M. Cahours sous le nom d'*éther bichloré;* ce liquide, d'une odeur agréable, plus dense que l'eau, est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool. Si l'on opère à la lumière solaire, l'éther carbonique absorbe plus de chlore, et se change en un composé solide, cristallin, C^4Cl^5O, CO^2, nommé *éther carbonique perchloré.* Ce corps, traité par l'ammoniaque dans certaines conditions, peut donner de la *chloracétamide* ou de la *chlorocarbéthamide.* On obtient l'éther carbonique en distillant l'éther oxalique sur du potassium; il se dégage, pendant toute la durée de l'opération, une grande quantité d'éther carbonique et de gaz oxyde de carbone, et il reste dans la cornue de l'oxalate de potasse; on rectifie l'éther sur du chlorure de calcium.

De l'éther chloroxycarbonique. H^5C^4O, C^2O^3Cl.

Il est liquide, incolore, sans action sur le tournesol, d'une odeur assez agréable, à moins qu'on ne le respire pur, car alors elle est suffocante, d'une densité de 1,133. Il bout à 94° c.; il brûle avec une flamme verte; il rend l'eau fortement acide; l'eau bouillante le décompose. L'acide sulfurique concentré le dissout avec dégagement d'acide chlorhydrique, surtout à l'aide d'une légère chaleur, puis il noircit et donne un gaz inflammable. En agissant sur l'ammoniaque, il fournit de l'*uréthane,* de l'*uréthylane,* de l'éther carbonique, du chlorhydrate et du carbonate d'ammoniaque. On obtient les mêmes corps en traitant aussi par l'ammoniaque le chloroxycarbonate de méthylène.

On peut considérer l'éther chloroxycarbonique comme étant formé d'éther carbonique, H^5C^4O, CO^2 et de gaz chlorocarbonique, $COCl$.

Préparation. Si l'on agite dans un ballon de l'alcool absolu avec du gaz chloroxycarbonique, l'alcool s'échauffe et prend une couleur ambrée; si on ajoute un volume d'eau égal à celui de l'alcool, il se forme deux couches, l'une aqueuse, contenant beaucoup d'acide chlorhydrique, et l'autre pesante, d'un aspect huileux, qui est formée par l'éther dont je parle. Il ne s'agit que de le rectifier sur du chlorure de calcium. Il a été découvert par M. Dumas (voy. *Ann. de chim.,* novembre 1833).

De l'éther acétique. $H^5C^4O, H^3C^4O^3$.

Il est liquide, incolore, et sans action sur l'*infusum* de tournesol; il a une odeur agréable d'éther ordinaire et d'acide acétique, et une saveur particulière, différente de celle de l'alcool; son poids spécifique à 0° est de 0,907. Il entre en ébullition à 74°, à la pression de 76 centimètres. Si, étant exposé à l'air, on le met en contact avec un corps en ignition, il absorbe l'oxygène, se décompose, produit une flamme d'un blanc jaunâtre, et laisse pour résidu de l'acide acétique. Il est soluble dans sept fois et demie son poids d'eau à 17°, et il n'éprouve aucune altération de la part de ce liquide. L'alcool, l'éther et l'esprit de bois, le dissolvent en toutes proportions. Traité par la potasse, il est décomposé, perd l'odeur éthérée, et fournit à la distillation de l'alcool et de l'eau qui se volatilisent, et de l'acétate de potasse fixe; dans cette expérience, l'éther ordinaire dont il est formé absorbe de l'eau et passe à l'état d'alcool. Mêlé et distillé avec parties égales d'acide sulfurique concentré, il est décomposé, et transformé en éther avec excès d'acide acétique, et en éther ordinaire (Planche).

Le *chlore* le transforme d'abord en un composé, $H^3C^4Cl^2O, H^3C^4O^3$; plus tard, ce corps sépare tout l'hydrogène, et l'on obtient de l'*éther acétique perchloré* = $C^4Cl^5O, C^4Cl^3O^3$, qui est liquide, huileux, qui bout à 245°, et qui, sous l'influence des alcalis, se change en *chloracétate*. En distillant avec de l'acide sulfurique et de l'alcool un composé de ce chloracétate et d'un alcali, on obtient de l'*éther chloracétique,* $H^5C^4O, C^4Cl^3O^3$ (Leblanc).

En traitant l'éther acétique par l'ammoniaque liquide, il se forme de l'*acétamide,* $H^5C^4AzO^2$, substance blanche, cristalline, déliquescente, d'une saveur fraîche sucrée, fusible à 78°, et bouillant à 221°. Avec l'acide phosphorique *anhydre,* l'acétamide fournit l'*acétonitrile,* identique avec le *cyanhydrate de méthylène,* H^3C^4Az.

L'éther *acétique* agit sur l'économie animale à peu près comme l'éther odinaire; il produit du froid et augmente l'exhalation cutanée. On l'emploie

avec le plus grand succès, en frictions, dans certains paroxysmes de goutte et de rhumatisme; ces frictions doivent être renouvelées plusieurs fois par jour, et faites chaque fois avec 12 et 16 grammes d'éther; l'action rubéfiante qu'il produit sur la peau ne doit être attribuée qu'à son acidification au contact de l'air. Il paraît cependant préférable de se servir d'éther acétique solidifié par le savon. Pelletier conseillait de faire dissoudre, à la chaleur du bain-marie, 6 grammes de savon animal dans 32 grammes d'éther acétique, de filtrer la dissolution et de la laisser refroidir : elle se prend en masse à la température de 10°+0°, et constitue alors le savon acétique éthéré; on peut aussi diminuer la quantité de savon, et ajouter un peu de camphre et d'huile volatile. On favorise en même temps l'action de ce médicament à l'extérieur par des boissons sudorifiques dans lesquelles on met 40 ou 50 gouttes du même éther par verre.

Préparation. On introduit dans une cornue 8 parties d'alcool absolu, 7 parties d'acide sulfurique du commerce, et 10 parties d'acétate de soude anhydre, ou 20 parties d'acétate de plomb; on adapte à cette cornue une allonge et un ballon entouré de linges mouillés, et on chauffe graduellement le mélange; la liqueur entre en ébullition, et il se produit de l'éther acétique qui vient se condenser dans le récipient : il suffit de laisser cet éther pendant une demi-heure en contact avec 10 ou 12 parties de carbonate de soude desséché, qui lui enlève la plus grande partie de l'eau, et qui se combine avec l'acide acétique libre. On distille ensuite sur du chlorure de calcium, qui retient l'alcool. L'acide sulfurique agit, dans cette expérience, en transformant l'alcool en éther sulfurique, c'est-à-dire en s'emparant d'une portion d'oxygène et d'hydrogène capable de former de l'eau.

Autrefois on préparait cet éther en distillant parties égales d'alcool et d'acide acétique rectifiés; lorsqu'on avait obtenu dans le récipient les deux tiers du mélange employé, on cohobait, on distillait de nouveau, on recohobait, et ce n'était qu'après plusieurs distillations, et après avoir perdu une certaine quantité du produit, que l'on parvenait à obtenir cet éther, qu'il fallait encore distiller avec la potasse, et qui contenait une grande quantité d'alcool. Ce procédé est généralement abandonné, à cause de sa longueur.

De l'éther formique. H^5C^4O, HC^2O^3.

Il a été obtenu par Gehlen. Il est incolore, volatil, d'une odeur de noyau de pêche, d'une saveur analogue, laissant un arrière-goût de

fourmi ; son poids spécifique est de 0,912 ; il bout à 53°,4 ; il brûle avec une flamme bleue bordée de jaune. Il reste liquide à —32°,5. Il se dissout dans 10 parties d'eau. L'alcool et les éthers le dissolvent en toutes proportions. Il fournit avec le chlore un *éther chloré* = $H^3C^4Cl^2O,HC^2O^3$; d'où il suit que le chlore s'est substitué à 2 équivalents d'hydrogène ; cet éther chloré est liquide, d'une densité de 1,16 ; il bout vers 100°, et se décompose si on le chauffe davantage.

On obtient l'éther formique en chauffant légèrement dans une cornue un mélange de 10 parties d'amidon et de 37 parties de bioxyde de manganèse avec 30 parties d'acide sulfurique à 66 degrés, 15 parties d'eau, et 15 d'alcool à 90 degrés ; le liquide distillé contient l'éther ; on le purifie en le lavant avec de l'eau et en le distillant deux fois sur du chlorure de calcium (Wehler).

De l'éther benzoïque. $H^5C^4O, H^5C^{14}O^3$.

Il est incolore, liquide à la température ordinaire, doué d'une saveur piquante et d'une odeur faible, différente de celle de l'éther ordinaire ; sa consistance est oléagineuse, et son poids spécifique de 1,0539 à +10°,5 centigrades ; il bout à 209° centigr. Il se dissout très-bien dans l'alcool, très-peu dans l'eau chaude, et beaucoup moins dans l'eau froide ; le *solutum* alcoolique précipite par l'eau. Soumis à l'influence du *chlore*, il donne de l'éther chlorhydrique et du *chlorure de benzoïle*. Il est entièrement décomposé lorsqu'on l'agite avec de la potasse.

Préparation. On fait chauffer dans un appareil analogue au précédent 30 parties d'acide benzoïque, 60 parties d'alcool, et 15 parties d'acide chlorhydrique liquide concentré ; il se dégage d'abord de l'alcool contenant un peu d'acide, puis on obtient dans le ballon un peu d'éther benzoïque ; mais la majeure partie de cet éther reste dans la cornue : à la vérité, il est recouvert par une couche formée d'alcool, d'eau, d'acide benzoïque et d'acide chlorhydrique. On traite à plusieurs reprises la masse contenue dans ce vase par l'eau chaude, qui dissout cette couche et laisse l'éther benzoïque, qu'il suffit de laver avec un peu de dissolution de potasse, puis avec de l'eau, pour lui enlever un peu d'acide benzoïque en excès et l'avoir pur (M. Thénard). On peut également l'obtenir en chauffant volumes égaux de chlorure de benzoïle et d'alcool absolu, et en ajoutant de l'eau au mélange, lorsqu'il ne se dégage plus de vapeurs d'acide chlorhydrique ; l'éther se dépose sous forme d'une huile.

L'éther benzoïque a été découvert par M. Thénard.

De l'éther oxalique. H^5C^4O, C^2O^3.

Il est liquide, incolore, oléagineux, d'une odeur aromatique, d'une sa-
eur légèrement astringente, et d'une densité de 1,093; la densité de sa
apeur est 5,078. Il bout à 184°. Il est très-peu soluble dans l'eau, tan-
is que l'alcool le dissout en toutes proportions. L'eau distillée le dé-
ompose à la longue, et il se dépose des cristaux d'acide oxalique hy-
raté. Le *chlore* lui enlève tout l'hydrogène et le transforme en un *éther
xalique chloré,* cristallin, fusible à 144°, $= C^4Cl^5O, C^2O^3$, lequel,
raité par l'ammoniaque, donne le *chloroxaméthane* ou *chloroxéthamide*
éther oxamique perchloré) $= C^4Cl^5O, H^2AzC^4O^5$.

La potasse transforme l'éther oxalique en alcool et en acide oxalique.
i les deux corps sont dissous dans l'alcool absolu, et que la quantité de
otasse soit juste celle qui est nécessaire pour saturer la moitié de l'acide
xalique contenu dans l'éther, il se précipite des lamelles cristallines
'oxalovinate de potasse, soluble dans l'eau et presque insoluble dans
'alcool absolu.

En versant de l'éther oxalique goutte à goutte dans de l'alcool absolu
aturé de gaz *ammoniac,* on obtient, si l'on évapore, de l'*oxaméthane*
n cristaux feuilletés, d'un aspect gras, fusibles à 100°, volatils à 220°,
olubles dans l'eau et dans l'alcool. Ce corps semble constituer un éther
ormé par l'acide oxamique et par l'éther ordinaire; sa formule serait
$\underbrace{H^5C^4O}_{\text{Ether ordinaire.}}, \underbrace{C^2O^2H^2AzC^2O^3}_{\text{Acide oxamique.}}$. Si l'on verse de l'éther oxalique dans
ne dissolution aqueuse d'ammoniaque, on obtient facilement de l'*oxa-
nide* (voy. ce mot).

Préparation. On distille dans une cornue, à la température de 140°,
. partie d'acide oxalique desséché à 100°, C^2O^3HO, avec 6 parties d'al-
ool absolu; on verse dans la cornue le produit recueilli dans le réci-
ient, et on distille de nouveau à 160°; on traite par l'eau la matière
qui reste dans la cornue; l'éther oxalique se précipite; on le lave à plu-
ieurs reprises avec de l'eau, puis on le distille sur de la litharge (pro-
oxyde de plomb), qui s'empare de l'acide oxalique libre; le liquide vo-
atilisé, laissé pendant quelque temps sur du chlorure de calcium, cons-
itue l'éther oxalique. Cet éther a été découvert par M. Thénard.

De l'éther citrique. $3H^5C^4O, H^5C^{12}O^{11}$.

Il est huileux, d'une saveur amère désagréable, d'une densité de 1,142.
Il bout à 283°, et se décompose en partie. On l'obtient en faisant bouillir

90 parties d'acide citrique cristallisé, 100 parties d'alcool, et 50 parties d'acide sulfurique concentré; lorsqu'il commence à se dégager de l'éther, on ajoute de l'eau, et l'éther citrique se précipite. Il contient trois équivalents de base, comme les citrates. Il a été découvert par M. Thénard.

De l'éther tartrique. $H^5C^4O, H^4C^8O^{10}$.

Il est sous forme d'un liquide sirupeux, d'une couleur brune, d'une saveur amère, légèrement nauséabonde; il est inodore, sans action sur l'*infusum* de tournesol, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Soumis à la distillation, il se décompose, répand des fumées épaisses, d'une odeur alliacée, et laisse un résidu charbonneux qui contient beaucoup de sulfate de potasse et qui n'est pas alcalin. Il agit sur la potasse comme l'éther oxalique. Il contient presque toujours du sulfate de potasse qui s'est formé pendant sa préparation. Il n'a point d'usages. Sa découverte est encore due à M. Thénard.

Préparation. On emploie pour l'obtenir les mêmes proportions d'alcool et d'acide que pour l'éther citrique, excepté que l'on substitue l'acide tartrique à l'acide citrique; on distille le mélange comme pour l'éther citrique; mais, au lieu de verser de l'eau dans le résidu, on y ajoute peu à peu de la potasse; il se précipite du bitartrate de potasse: lorsque la liqueur est saturée par l'alcali, on la décante, on l'évapore, et on la traite à froid par de l'alcool très-concentré; le *solutum* alcoolique fournit par l'évaporation une matière sirupeuse épaisse, qui est l'*éther tartrique.* Ce corps constitue-t-il un véritable éther, et ne serait-il pas plutôt une combinaison d'alcool et d'acide tartrique?

De l'éther mucique. $H^5C^4O, H^8C^6O^7$.

Il est sous forme de cristaux aiguillés, fusibles vers 140°, et décomposables à 170°. Il est soluble dans l'eau et l'alcool bouillants, d'où il se sépare presque en entier par le refroidissement. On l'obtient en dissolvant à chaud 1 partie d'acide mucique dans 4 parties d'acide sulfurique, en laissant refroidir la liqueur et en y ajoutant 4 parties d'alcool; au bout de quelque temps, l'éther mucique se dépose; on le purifie en le dissolvant dans l'alcool bouillant.

De l'éther lactique. $H^5C^4O, \dfrac{H^3C^6O^5}{\text{A. lactique.}}$

Il est liquide, incolore, odorant, d'une densité de 0,866, bouillant à

o, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Les alcalis le transforment en cool et en acide lactique. On l'obtient en distillant 2 parties de lactate chaux anhydre, 2 parties d'alcool anhydre, et 2 d'acide sulfurique ncentré.

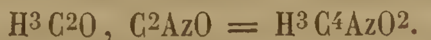
De l'éther salicylique. $H^5C^4O, H^5C^{14}O^5$.

Il se combine avec les bases. Il donne de la *salicylamide* avec l'am-ioniaque; avec le *chlore* et le *brome,* il fournit des éthers chlorés et romés. On l'obtient en distillant 2 parties d'alcool absolu, 1 et demie 'acide salicylique, et 1 d'acide sulfurique concentré.

Des éthers cyaniques.

M. Wurtz a obtenu trois éthers cyaniques :

L'éther *méthylcyanique,* ou le cyanate d'oxyde de méthyle,



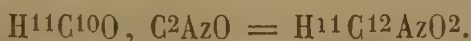
$$H^3C^2O,\ C^2AzO = H^3C^4AzO^2.$$

L'éther *cyanique,*



$$H^5C^4O,\ C^2AzO = H^5C^6AzO^2.$$

L'éther *amylcyanique,* ou le cyanate d'oxyde d'amyle,



$$H^{11}C^{10}O,\ C^2AzO = H^{11}C^{12}AzO^2.$$

Ces éthers se forment conjointement avec les éthers cyanuriques, par a distillation d'un mélange de cyanate de potasse et de sulfométhylate, e sulfovinate ou de sulfamylate de potasse. Ce sont des liquides vola-ils, doués d'une odeur très-irritante, et ayant beaucoup d'analogie avec elle du chlorure de cyanogène.

Par l'ensemble de leurs propriétés chimiques, ils tendent à s'éloigner les éthers composés, dont ils se rapprochent par leur composition.

Ils présentent d'ailleurs tant d'analogie entre eux, qu'il suffit d'en dé-rire un, l'éther cyanique ordinaire par exemple, pour déduire im-nédiatement les propriétés des autres.

De l'éther cyanique. $H^5C^6AzO^2$.

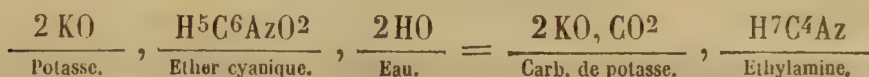
On le prépare en distillant du cyanate de potasse avec du sulfovinate le potasse :



$$\underbrace{KO, C^2AzO}_{\text{Cyanate de potasse}},\ \underbrace{KO, H^5C^4O, 2SO^3}_{\text{Sulfovinate de potasse}} = \underbrace{2KO, SO^3}_{\text{Sulfate de potasse}},\ \underbrace{C^2AzO, H^5C^4O}_{\text{Éther cyanique}}$$

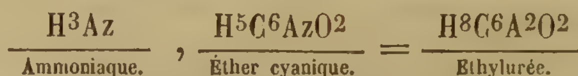
Le produit de la distillation est un mélange d'éther cyanique avec son isomère, l'éther cyanurique. Pour séparer ces deux éthers, il suffit de rectifier au bain-marie le liquide obtenu ; l'éther cyanique passe à la distillation entre 60° et 70°, tandis que son isomère, l'éther cyanurique ne se volatilise qu'à une température beaucoup plus élevée.

L'éther cyanique est un liquide incolore, qui se colore à l'air au bout de quelques jours, d'une odeur extrêmement irritante qui provoque au plus haut degré le larmoiement et une toux convulsive, plus pesant que l'eau, et très-réfringent. Il offre trois propriétés chimiques remarquables. Les alcalis le dédoublent, avec le concours de l'eau, en acide carbonique et en *éthylamine :*



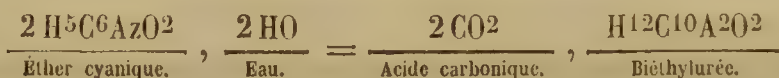
$$\underbrace{2\,KO}_{\text{Potasse.}},\ \underbrace{H^5C^6AzO^2}_{\text{Ether cyanique.}},\ \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{2\,KO,CO^2}_{\text{Carb. de potasse.}},\ \underbrace{H^7C^4Az}_{\text{Ethylamine.}}$$

L'ammoniaque le dissout à l'instant même, et le transforme en *éthylurée :*



$$\underbrace{H^3Az}_{\text{Ammoniaque.}},\ \underbrace{H^5C^6AzO^2}_{\text{Éther cyanique.}} = \underbrace{H^8C^6A^2O^2}_{\text{Ethylurée.}}$$

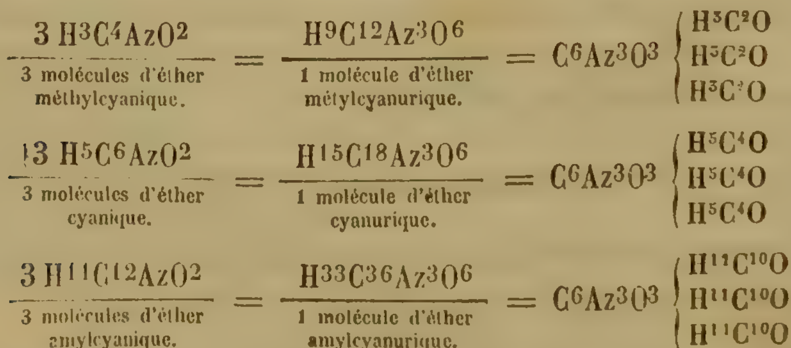
L'eau pure le décompose en acide carbonique et en *biéthylurée :*



$$\underbrace{2\,H^5C^6AzO^2}_{\text{Éther cyanique.}},\ \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{2\,CO^2}_{\text{Acide carbonique.}},\ \underbrace{H^{12}C^{10}A^2O^2}_{\text{Biéthylurée.}}$$

Des éthers cyanuriques.

Ces éthers, au nombre de trois, sont polymériques avec les éthers cyaniques. Une molécule d'éther cyanique se triple pour constituer une molécule d'éther cyanurique.



$$\underbrace{3\,H^3C^4AzO^2}_{\text{3 molécules d'éther méthylcyanique.}} = \underbrace{H^9C^{12}Az^3O^6}_{\text{1 molécule d'éther métylcyanurique.}} = C^6Az^3O^3 \begin{cases} H^3C^2O \\ H^3C^2O \\ H^3C^2O \end{cases}$$

$$\underbrace{3\,H^5C^6AzO^2}_{\text{3 molécules d'éther cyanique.}} = \underbrace{H^{15}C^{18}Az^3O^6}_{\text{1 molécule d'éther cyanurique.}} = C^6Az^3O^3 \begin{cases} H^5C^4O \\ H^5C^4O \\ H^5C^4O \end{cases}$$

$$\underbrace{3\,H^{11}C^{12}AzO^2}_{\text{3 molécules d'éther amylcyanique.}} = \underbrace{H^{33}C^{36}Az^3O^6}_{\text{1 molécule d'éther amylcyanurique.}} = C^6Az^3O^3 \begin{cases} H^{11}C^{10}O \\ H^{11}C^{10}O \\ H^{11}C^{10}O \end{cases}$$

La troisième colonne de formules exprime la constitution des éthers

anuriques. On voit qu'une molécule d'acide cyanurique tribasique, Az^3O^3, se combine à trois molécules d'un éther simple, pour constier les éthers cyanuriques composés.

Ces éthers se distinguent des éthers cyaniques par leurs propriétés ysiques et par leurs caractères chimiques. Ils sont solides, cristalliples, volatils à une très-haute température. Ils sont insolubles dans au, qui ne les altère pas, solubles dans l'alcool et l'éther. L'ammoaque est sans action sur eux. La potasse les dédouble, comme cela a u pour les éthers cyanyques.

De l'éther nitrobenzoïque. $H^5C^4O, H^5C^{14}AzO^4O^3$.

Il est en cristaux incolores, fusibles à 47° et bouillant vers 300. On btient en faisant passer un courant de gaz acide chlorhydrique à trars une dissolution alcoolique d'acide nitrobenzoïque (voy. *Acide niobenzoïque*).

De l'éther cinnamique. $H^5C^4O, H^7C^{18}O^3$.

Il est liquide, d'une densité de 1,26 à 0°; il bout à 162°. L'acide azoque le transforme en éther *nitrocinnamique*.

De l'éther cuminique. $H^5C^4O, \underbrace{H^{11}C^{20}O^3}_{\text{A. cuminique.}}$

Il est liquide, incolore, plus léger que l'eau, d'une odeur de pomme reinette. Il bout à 240°; sa vapeur brûle avec une flamme bleuâtre. est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. On l'obtient faisant passer un courant de gaz acide chlorhydrique sec à travers e dissolution d'acide cuminique dans l'alcool anhydre.

De l'éther tholuïque. $H^5C^4O, \underbrace{H^7C^{16}O^3}_{\text{A. tholuïque.}}$

Il est liquide, aromatique, d'une saveur légèrement amère, bouillant à 28°. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide chlorhydrique à travers une dissolution d'acide toluïque dans l'alcool vinique.

De l'éther nitrotholuïque. $H^5C^4O, \underbrace{H^6C^{16}, AzO^4O^3}_{\text{A. nitrotholuïque.}}$

Il est solide, cristallisable, d'un jaune clair et d'une odeur agréable.

De l'éther anisique. $H^5C^4O, \frac{H^7C^{16}O^5}{\text{A. anisique.}}$

Il est liquide, incolore, d'une odeur d'anis, d'une saveur chaude et aromatique, plus dense que l'eau, bouillant à 255°, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. On l'obtient en faisant passer du gaz acide chlorhydrique à travers une dissolution d'acide anisique dans l'alcool absolu.

De l'éther phénique (salithol). $H^5C^4O, \frac{H^5C^{12}O}{\text{A. phénique.}}$

Il est incolore, d'une odeur aromatique agréable, bouillant à 173°, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. Le brome forme avec lui le salithol mono, bi et tribromé; ce dernier est représenté par $H^5C^4O, H^2C^{12}Br^3O$. L'acide azotique fumant et bouillant le transforme en binitrosalithol ou *phénetol binitrique,* lequel, traité par un courant d'acide sulfhydrique et d'ammoniaque, donne la *phénétidine* nitrée, $H^{10}C^{16}Az^2O^6$.

De l'éther œnanthique. $H^5C^4O, \frac{H^{13}C^{14}O^2}{\text{A. œnanthique.}}$ (de οἶνος, vin, ἄνθος, fleur).

Il existe dans le vin, constituant l'huile essentielle à laquelle on attribue en grande partie le *bouquet des vins;* mais tout porte à croire qu'il se produit pendant la fermentation du raisin, puisque celui-ci n'en renferme pas. Il est liquide, incolore, d'une odeur de vin, d'une saveur âcre désagréable, d'une densité de 0,862, bouillant à 230°, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. La potasse le transforme en alcool et en œnanthate de potasse. On l'obtient en distillant le vin et en recueillant l'huile qui passe à la fin, et qui contient cet éther et de l'acide œnanthique; on agite cette huile avec du carbonate de soude, qui dissout l'acide œnanthique; on fait bouillir pour que l'éther vienne à la surface; on décante; on soumet l'éther décanté à l'action du carbonate de soude; on dessèche sur du chlorure de calcium l'éther qui est venu de nouveau à la surface et on le distille.

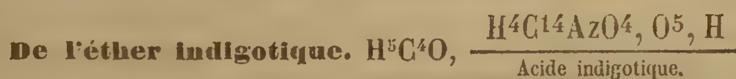
Acide œnanthique, $H^{13}C^{14}O^2, HO$. — Il est incolore, d'une consistance butyreuse, inodore, insipide, rougissant le tournesol, bouillant entre 260° et 295°; si on le distille, il donne de l'eau et de l'acide hydraté, et plus tard de l'acide anhydre. Il est très-soluble dans l'alcool, dans

ither et dans les alcalis caustiques et carbonatés. On l'obtient en chauf-
int l'éther œnanthique avec une dissolution concentrée de potasse ou de
oude; il se dégage de l'alcool, et il se produit un œnanthate que l'on
écompose par l'acide sulfurique étendu; l'acide œnanthique est séparé
ous forme d'une couche huileuse qu'il suffit de laver avec de l'eau
haude et de dessécher dans le vide ou à l'aide de chlorure de calcium.



De l'éther camphorique. $2\,H^5C^4O, \frac{H^{14}C^{20}O^6}{\text{A. camphorique.}}$

Il est liquide, d'une consistance huileuse, d'une odeur légèrement
mbrée, d'une saveur amère, d'une densité de 1,029. Il bout à 285°. On
'obtient en distillant l'acide camphovinique.

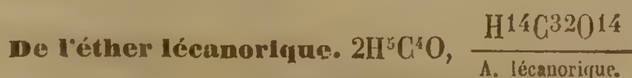


De l'éther indigotique. $H^5C^4O, \frac{H^4C^{14}AzO^4, O^5, H}{\text{Acide indigotique.}}$

On l'obtient en traitant l'éther salicylique par l'acide azotique fumant.
l est en aiguilles jaunâtres, solubles à froid dans la potasse et la soude
austiques, qui, à la température de l'ébullition, le transforment en al-
ool et en acide indigotique.

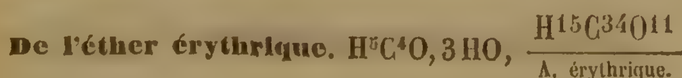
De l'éther allophanique.

Il est solide, cristallin, incolore, inodore, insipide, insoluble dans
'eau froide, soluble dans l'eau et dans l'alcool bouillants. Traité à froid
ar l'eau de baryte, il donne de l'allophanate de baryte et de l'alcool. Il
'a point d'usages.



De l'éther lécanorique. $2H^5C^4O, \frac{H^{14}C^{32}O^{14}}{\text{A. lécanorique.}}$

Il est solide, fusible, et peut être sublimé; il est neutre, très-soluble
dans l'alcool et l'éther. Les alcalis le transforment en alcool et en *orcine*.
On l'obtient en chauffant l'alcool et l'acide lécanorique.

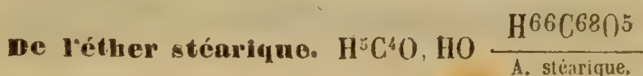


De l'éther érythrique. $H^5C^4O, 3\,HO, \frac{H^{15}C^{34}O^{11}}{\text{A. érythrique.}}$

Il est en aiguilles cristallines, solubles dans l'eau bouillante. On l'ob-
tient en faisant bouillir l'alcool vinique absolu avec l'acide érythrique.

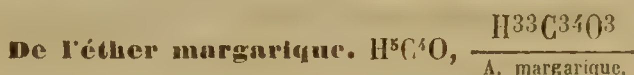
DES ÉTHERS GRAS.

Ces éthers sont les éthers stéarique, margarique, oléique, sébacique, subérique, succinique, élaïdique, œnanthylique, palmique, laurostéarique, butyrique, cérotique, myristique, anamyrtique, acrilique, caproïque, caprylique et ricinéolique.



De l'éther stéarique. $H^5C^4O, HO \frac{H^{66}C^{68}O^{5}}{\text{A. stéarique.}}$

Il est solide, cristallisable, incolore, fusible à 30°, décomposable par les alcalis hydratés en alcool et en acide stéarique. On peut le considérer comme un stéarate d'éther vinique et d'eau.



De l'éther margarique. $H^5C^4O, \frac{H^{33}C^{34}O^{3}}{\text{A. margarique.}}$

Il est cristallisable, fusible à 22°, décomposable par la chaleur et par les alcalis hydratés ; ceux-ci le transforment en alcool et en acide margarique.



De l'éther oléique. $H^5C^4O, \frac{H^{33}C^{36}O^{3}}{\text{A. oléique.}}$

Il est liquide, décomposable par la chaleur, insoluble dans l'eau. Mêlé avec de l'azotate de mercure préparé à froid et de l'acide hypoazotique, il se convertit en éther élaïdique. Il est préféré aux huiles pour le foulage des laines. Il sert à préparer des savons mous ou durs.



De l'éther sébacique. $H^5C^4O, \frac{H^{8}C^{10}O^{3}}{\text{A. sébacique.}}$

Il est oléagineux, d'une odeur agréable, analogue à celle du melon, plus léger que l'eau, volatil, et se solidifie à — 9°.



De l'éther subérique. $H^5C^4O, \frac{H^{6}C^{8}O^{3}}{\text{A. subérique.}}$

Il est liquide, incolore, bouillant à 260°, et peut former avec le chlore un éther subérique chloré.

De l'éther succinique. $2H^5C^4O, HO, \frac{H^3C^8O^5}{\text{A. succinique.}}$

Il est liquide, d'une saveur brûlante, d'une odeur aromatique, bouillant à 215°, donnant avec le chlore deux éthers, l'un bichloré et l'autre perchloré.

De l'éther succinique perchloré. $2C^4Cl^5O, HO, C^8Cl^3O^5$.

On obtient cet éther en soumettant à l'action d'un excès de chlore, sous l'influence directe des rayons solaires, l'éther succinique bichloré, $2H^5C^4O, HO, HCl^2C^8O^5$; il se dégage beaucoup d'acide chlorhydrique, et il se dépose de l'éther perchloré sous forme d'une masse blanche cristalline.

Cet éther est décomposé par l'alcool et donne de l'acide chlorhydrique et trois éthers, qui sont les éthers carbonique, chloracétique et *chlorosuccique*. M. Malaguti propose de considérer l'éther succinique perchloré comme un composé d'éther chlorocarbonique et de *chlorosuccide*, $HC^6Cl^3O^2$.

Acide chlorosuccique, $H^2O^3Cl^3C^6,HO$.—On l'obtient en traitant par un acide le produit de l'action de la potasse sur l'éther succinique perchloré. Il est cristallin, incolore, d'une saveur acide, inaltérable à l'air; il répand des fumées blanches à 175°; l'azotate d'argent est précipité en un magma cristallin peu altérable à la lumière par une dissolution concentrée d'acide chlorosuccique. En décomposant le chlorosuccate d'ammoniaque par l'eau et par un excès d'ammoniaque à chaud, on obtient la *chlorosuccilamide*, $H^4C^3Cl^4AzO^2$.

Acide chlorazosuccique.—Si, après avoir fait agir de l'ammoniaque sur l'éther succinique perchloré, on verse un acide dans les eaux mères d'où l'on a précipité la chloracétamide, on obtient l'acide *chlorazosuccique*. Il cristallise en prismes à quatre pans, à peine solubles dans l'eau, très-solubles dans l'alcool et l'éther, fusibles dans l'eau entre 83° et 85°.

De l'éther élaïdique. $H^5C^4O, HO, \frac{H^{66}C^{72}O^5}{\text{A. élaïdique.}}$

Il est liquide, incolore, inodore, plus léger que l'eau, qui ne le dissout pas, moins soluble dans l'alcool que dans l'éther, se décomposant lorsqu'on cherche à le volatiliser.


De l'éther œnanthylique. $H^5C^4O, \frac{H^{13}C^{14}O^3}{\text{A. œnanthylique.}}$

Il est liquide, d'une odeur agréable, analogue à celle de la nitrobenzine, plus léger que l'eau, cristallisant confusément à—20°, soluble dans l'alcool vinique et méthylique, et dans l'éther. Il est volatil. On peut l'obtenir anhydre.


De l'éther palmique. $H^5C^4O, \frac{H^{32}C^{34}O^5}{\text{A. palmique.}}$

Il est sous forme de cristaux fusibles à 16°,5, presque insolubles dans l'eau et très-solubles dans l'alcool.


De l'éther laurostéarique. $H^5C^4O, \frac{H^{23}C^{24}O^3}{\text{A. laurostéarique.}}$

Il ressemble à une huile, d'une saveur fade, d'une odeur de fruit, d'une densité de 0,65 à+20°; il cristallise à—10°, et distille à 264°.


De l'éther butyrique. $H^5C^4O, \frac{H^7C^8O^3}{\text{A. butyrique.}}$

Il est liquide, incolore, d'une odeur d'ananas, bouillant à 110°, très-inflammable, à peine soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool vinique et méthylique. On l'obtient en chauffant de l'acide butyrique avec de l'alcool, ou bien en mêlant 100 parties d'alcool, 100 d'acide butyrique, et 50 d'acide sulfurique concentré ou étendu de plus de son poids d'eau.


De l'éther caproïque. $H^5C^4O, \frac{H^{11}C^{12}O^3}{\text{A. caproïque.}}$

Il est liquide et volatil.


De l'éther cérotique. $H^5C^4O, \frac{H^{53}C^{54}O^3}{\text{A. cérotique.}}$

Il est solide, et fond entre 59° et 60°.


De l'éther myristique. $H^5C^4O, \frac{H^{27}C^{28}O^3}{\text{A. myristique.}}$

Il est liquide, huileux, incolore ou légèrement jaunâtre, d'une densité de 0,864, très-soluble dans l'alcool et l'éther chauds.

De l'éther anamirtique. $H^5C^4O, \frac{H^{34}C^{35}O^3}{\text{A. anamirtique.}}$

Il est volatil, décomposable pourtant en partie lorsqu'on cherche à le distiller.

Préparation des éthers gras, celui de l'acide butyrique excepté. On sature de gaz chlorhydrique l'alcool absolu contenant l'acide que l'on veut éthérifier. On chauffe légèrement le mélange et on l'agite avec de l'eau chaude; l'éther gras se sépare.

Il existe encore quelques éthers gras moins connus que l'on peut obtenir par d'autres procédés: ce sont les éthers *acrilique*, d'une odeur de raifort, bouillant à 65°; *caprylique*, $H^5C^4O, H^{15}C^{16}O^3$; l'éther *ricinilo'ique, orsellinique*, $H^5C^4O, H^7C^{16}O^7$; *évernique*, $H^5C^4O, H^9C^{18}O^7$; *adipique*, $2H^5C^4O, H^8C^{12}O^6$; *palmitique*, $H^5C^4O, H^{62}C^{64}O^6$.

DES ÉTHERS COMPOSÉS ACIDES OU DES ACIDES VINIQUES.

Ces éthers sont en général composés d'un équivalent d'éther ordinaire, H^5C^4O, et de 2 équivalents d'acide; l'acide phosphovinique ne contient toutefois qu'un équivalent d'acide. Ils saturent bien les bases, à l'instar des acides énergiques, et donnent des sels cristallisables; c'est pour cela qu'on les désigne sous le nom d'*acides viniques*. Quand on les traite par les alcalis bouillants, les acides qu'ils renferment se combinent avec ces alcalis, et l'éther, H^5C^4O, mis à nu, s'unit à 1 équivalent d'eau, et donne de l'alcool, $H^6C^4O^2$. Les principaux éthers de ces groupes sont les acides *sulfovinique, phosphovinique, carbovinique, oxalovinique, sulfocarbovinique,* ou acide *xanthique*. On a encore rangé dans les éthers composés acides les acides *arséniovinique, tartrovinique, paratartrovinique, sulfoxyphosphovinique, chloroxalovinique, éthérophosphoreux,* etc. Je ne parlerai que des cinq premiers. On remarquera que *parmi les acides* il en est qui forment avec l'alcool : 1° des éthers *neutres* contenant 1 équivalent de ces acides, et des éthers *acides* en renfermant 2 équivalents : tel est l'*acide oxalique*, qui produit l'éther neutre, H^5C^4O, C^2O^3, et l'éther acide, $H^5C^4O, 2C^2O^3$; tel est aussi l'*acide carbonique,* qui donne un éther neutre, H^5C^4O, CO^2, et un éther acide, $H^5C^4O, 2CO^2$. 2° Des éthers qui sont toujours *neutres;* ainsi les acides azotique, acétique, etc., ne donnent jamais avec l'alcool des acides viniques.

De l'acide sulfovinique (*éther vinique*). $H^5C^4O, HO, 2SO^3$.

Il est sous forme d'un liquide sirupeux, incristallisable; il rougit le tournesol; il se décompose à la température ordinaire, à plus forte raison, à la température de l'ébullition, en acide sulfurique, en alcool et en éther. Si on le chauffe plus fortement, il donne de l'éther, de l'acide sulfureux et de l'*huile de vin. Il ne précipite pas les sels de baryte,* ce qui prouve que l'acide sulfurique est complétement masqué et retenu par l'éther. Tous les sulfovinates sont solubles dans l'eau, et la plupart cristallisent facilement; il en est qui sont anhydres. Si on fait bouillir leurs dissolutions aqueuses, elles fournissent de l'acide sulfurique, un sulfate métallique, de l'alcool, $H^6C^4O^2$, et de l'éther, H^5C^4O. Si l'on chauffe ceux qui sont anhydres, on obtient de l'*huile douce de vin.* La composition des sulfovinates est telle, qu'on peut tous les représenter par 1 équivalent de base, 1 équivalent d'éther ordinaire, 2 équivalents d'acide sulfurique, et 2 ou 4 équivalents d'eau, s'ils sont hydratés; ainsi :

Sulfovinate de potasse cristallisé. . . = $KO, H^5C^4O, 2SO^3$
Sulfovinate de chaux cristallisé.. . . = $CaO, H^5C^4O, 2SO^3, 2HO$
Sulfovinate de cuivre cristallisé. . . = $CuO, H^5C^4O, 2SO^3, 4HO$

Les sulfovinates *anhydres* peuvent être considérés comme des sulfates doubles de la base et d'éther ordinaire, H^5C^4O.

Préparation. Pour obtenir l'acide sulfovinique, on verse goutte à goutte de l'acide sulfurique dans du sulfovinate de baryte dissous, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on filtre la liqueur acide, et on la fait évaporer jusqu'en consistance de sirop dans un endroit frais, sous le récipient de la machine pneumatique. On prépare le sulfovinate de baryte en chauffant à 70° un mélange de 1 partie d'alcool absolu et de 2 parties d'acide sulfurique concentré; il se forme de l'acide *sulfovinique;* pour éviter l'élévation de température, on verse l'alcool petit à petit, et l'on refroidit la liqueur si elle s'échauffe trop. On sature par du carbonate de baryte le liquide dans le vide, jusqu'à ce que le sulfovinate de baryte ait cristallisé en belles lames incolores. Dans cette opération, 2 équivalents d'acide anhydre se combinent avec l'équivalent d'alcool, et forment l'acide *sulfovinique* = $H^6C^4O^2, 2SO^3$, ou bien $H^5C^4O, HO, 2SO^3$.

De l'acide éthionique. $H^5C^4O, 4SO^3$.

Cet acide est le résultat de l'action de l'acide sulfurique anhydre sur le bicarbure d'hydrogène gazeux (voy. t. I, p. 251), ou sur l'alcool (voy. p. 133), ou sur l'éther vinique anhydre. Il est peu stable. Si on le fait bouillir dans l'eau, il donne de l'alcool, de l'acide *iséthionique*, $H^5C^4O, 2SO^3$, et une partie de l'acide sulfurique se trouve éliminée. Il fournit avec la plupart des bases des sels cristallisables. L'œthionate de baryte contient 2 équivalents de base, est soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool.

Préparation. On commence par obtenir du *sulfate de carbyle.* Pour cela, on fait arriver simultanément dans un tube en U du bicarbure d'hydrogène gazeux et des vapeurs d'acide sulfurique anhydre; il y a élévation de température, et production de ce sulfate sous forme d'une masse cristalline rayonnée que l'on purifie en la laissant pendant plusieurs jours dans le vide, au-dessus d'une capsule renfermant des morceaux de potasse caustique, qui absorbe l'excès de l'acide sulfurique anhydre. Il suffit, pour avoir l'acide *éthionique,* de faire absorber lentement l'humidité atmosphérique au *sulfate de carbyle* obtenu.

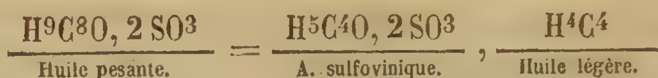
De l'acide iséthionique. $H^5C^4O, 2SO^3$.

Il est le résultat de l'action de l'eau chaude sur le sulfate de carbyle, ou de l'ébullition de l'acide éthionique dans l'eau. Il est isomère de l'acide sulfovinique, dont il diffère cependant, surtout par sa plus grande stabilité. Il est liquide, visqueux, très-acide, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Il peut être chauffé sans s'altérer jusqu'à 150°; mais au delà il est détruit. On peut faire bouillir indéfiniment sa dissolution aqueuse, sans qu'elle se décompose. Les iséthionates supportent une température de 2 à 300° sans s'altérer, tandis qu'il n'en est pas ainsi des sulfovinates.

De l'huile de vin.

Pendant la préparation de l'éther ordinaire, H^5C^4O, et surtout lorsqu'on traite l'alcool par un grand excès d'acide sulfurique, ou que l'on chauffe des *sulfovinates,* il se forme une *huile de vin pesante,* $H^9C^8O, 2SO^3$, laquelle, par l'action de l'eau chaude, et mieux encore par l'action d'une

liqueur alcaline, se transforme en acide sulfovinique et en une *huile légère,* H^4C^4.



$$\underbrace{H^9C^8O, 2\,SO^3}_{\text{Huile pesante.}} = \underbrace{H^5C^4O, 2\,SO^3}_{\text{A. sulfovinique.}} , \underbrace{H^4C^4}_{\text{Huile légère.}}$$

L'huile de vin pesante est très-lourde, d'une odeur aromatique agréable, soluble dans l'éther, d'où elle peut être séparée par l'eau. J'ai déjà dit comment elle se comporte avec l'eau chaude et les alcalis. Elle est le résultat de l'action à chaud d'une partie d'alcool absolu sur 2 parties ½ d'acide sulfurique concentré.

L'huile de vin légère ne bout qu'à 280°; abandonnée à elle-même pendant quelque temps, elle laisse déposer des cristaux que l'on a désignés sous le nom d'*éthérine;* le liquide qui les surnage constitue l'*éthérole;* les cristaux fondent à 110°, et distillent à 260°. On voit que l'huile de vin légère peut être considérée comme étant formée de deux carbures.

De l'acide phosphovinique. $H^5C^4O, 2HO, PhO^5$.

Il peut être obtenu cristallisé, s'il a été évaporé à une basse température sous le récipient de la machine pneumatique; il rougit fortement le tournesol. Il est soluble dans l'eau; la dissolution étendue ne se décompose pas quand on la fait bouillir; si elle est concentrée, elle se transforme en acide phosphorique, en alcool, en éther, et en huile douce de vin. Tous les phosphovinates sont solubles dans l'eau. Ils sont formés de 2 équivalents de base, de 1 d'éther ordinaire et de 1 d'acide : ainsi le phosphovinate de baryte *anhydre* a pour formule $2BaO, H^5C^4O, PhO^5$; d'où il suit qu'il présente la composition des phosphates tribasiques, en admettant que l'éther joue le rôle d'un équivalent de base. Le même phosphovinate cristallisé contient 12 équivalents d'eau de cristallisation, qu'il perd par l'action de la chaleur.

Préparation. On obtient l'acide phosphovinique en décomposant le phosphovinate de baryte dissous dans l'eau par l'acide sulfurique, comme je l'ai dit en parlant de la préparation de l'acide sulfovinique; il faut que le phosphovinate ait été dissous à la température de 40°, point où sa solubilité est la plus grande; à cette température, 100 parties d'eau dissolvent 9,3 parties de sel. Pour préparer le phosphovinate de baryte, on chauffe pendant quelque temps à 80° parties égales d'alcool absolu et d'acide phosphorique sirupeux; il se forme de l'acide phosphovinique;

le lendemain, on étend la liqueur d'eau, et on la sature par du carbonate de baryte, qui donne du phosphate de baryte insoluble et du phosphovinate soluble.

Suivant M. Wœgeli, on peut obtenir un acide *phosphobivinique*, $2H^5C^4O, HO, PhO^5$, en traitant sous une cloche l'acide phosphorique *anhydre* par l'éther ordinaire en vapeurs.

De l'acide carbovinique. $H^5C^4O, HO, 2CO^2$.

Cet éther est peu connu; on a particulièrement étudié quelques-unes des combinaisons qu'il forme avec les bases; ainsi on a obtenu du carbovinate de potasse sec $= KO, H^5C^4O, 2CO^2$, en paillettes blanches, nacrées, grasses au toucher, d'où l'on a retiré l'acide carbovinique au moyen de l'acide hydrofluosilicique. Pour préparer ce *carbovinate*, on fait passer un excès de gaz acide carbonique à travers une dissolution concentrée de potasse caustique dans l'alcool *anhydre*; il se forme du *carbovinate*, du carbonate et du bicarbonate de potasse; le premier de ces sels est séparé à l'aide de l'alcool *absolu*, qui le dissout, sans toucher aux deux autres.

De l'acide oxalovinique. $H^5C^4O, HO, 2C^2O^3$.

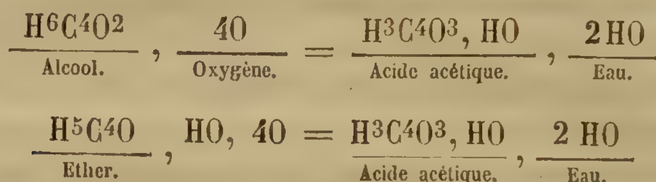
Cet éther n'est guère plus connu que le précédent. J'ai dit, en parlant de l'éther oxalique (voy. p. 169), comment on obtenait l'*oxalovinate de potasse* $= KO, H^5C^4O, 2C^2O^3$. Si l'on décompose ce sel par l'acide hydrofluosilicique, on obtient l'acide oxalovinique, peu stable, supportant cependant une température de 100° sans se décomposer. Les oxalovinates sont en général solubles dans l'eau.

De l'acide sulfocarbovinique. $H^5C^4O, 2CS^2$ (*acide xanthique*).

J'ai déjà dit, en parlant de l'action du sulfure de carbone sur une dissolution de potasse dans l'alcool absolu (voy. p. 131), comment on obtenait du *xanthate de potasse*. Si l'on décompose ce sel dissous, en y versant de l'acide sulfurique ou de l'acide chlorhydrique, il se précipite une huile incolore, qui, étant lavée à plusieurs reprises avec de l'eau, constitue l'acide *sulfocarbovinique* ou *xanthique*, ainsi nommé par Zeize, qui l'a découvert en 1822, et qui lui a donné ce nom à cause de la propriété qu'il a de former des sels jaunes avec beaucoup d'oxydes métalliques (de ξανθὸς, jaune).

§ II. — ACTION DES CORPS OXYDANTS SUR L'ALCOOL VINIQUE ET SUR L'ÉTHER ORDINAIRE (voy. p. 142).

Si les corps oxydants sont très-énergiques, l'alcool et l'éther sont transformés en eau et en acide carbonique; s'ils le sont moins, ils sont changés en acide acétique et en 2 équivalents d'eau.



$$\underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}},\ \underbrace{4O}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{H^3C^4O^3, HO}_{\text{Acide acétique.}},\ \underbrace{2HO}_{\text{Eau.}}$$

$$\underbrace{H^5C^4O}_{\text{Ether.}},\ HO,\ 4O = \underbrace{H^3C^4O^3, HO}_{\text{Acide acétique.}},\ \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}}$$

Si les corps oxydants agissent encore avec moins d'énergie, il ne se forme qu'un équivalent d'eau, et il se produit de l'aldéhyde, $H^4C^4O^2$.

De l'acide acétique (voy. la classe des *acides*).

De l'aldéhyde. $H^4C^4O^2$ (étymol. *alcool deshydrogéné*).

L'aldéhyde est liquide, incolore, transparent, d'une odeur éthérée suffocante, d'une densité de 0,790 à 18°, sans action sur les couleurs végétales. La densité de sa vapeur est 1,479. Il bout à 21°,8. Il brûle à l'air avec une flamme blanche pâle. L'eau, l'alcool et l'éther, le dissolvent en toutes proportions. Il dissout le phosphore, le soufre et l'iode. Le chlore et le brome le transforment en *chloral* et en *bromal* (voyez *Alcool*, p. 131).

Exposé à l'*air*, l'aldéhyde en absorbe l'*oxygène*, surtout en présence de l'eau, et passe à l'état d'acide *acéteux*, $H^3C^4O^2$, HO, s'il n'a pris qu'un équivalent de ce gaz, et à l'état d'acide acétique, $H^3C^4O^3$, s'il en a pris 2. L'acide acéteux a reçu le nom d'*acide lampique*, lorsqu'il prend naissance en faisant brûler incomplétement la vapeur d'alcool sous l'influence de la mousse de platine ou d'autres corps divisés. Tous les corps oxydants produisent le même effet que l'air: ainsi l'azotate d'oxyde d'argent cède l'oxygène de l'oxyde, et l'argent métallique est mis à nu; ce réactif sert à reconnaître de très-petites quantités d'aldéhyde.

Les acides sulfurique et azotique, en très-petites proportions, mis en contact au-dessous de zéro avec l'aldéhyde étendu de la moitié de son volume d'eau, fournissent des aiguilles de *métaldéhyde* de la modification insoluble; le liquide surnageant contient un nouvel isomère de l'aldé-

hyde, $H^{12}C^{12}O^{6}$. L'acide sulfhydrique, l'eau et l'aldéhyde, donnent une huile d'une odeur d'ail, bouillant à 180° $= H^{13}C^{12}S^{7}$.

Les alcalis décomposent l'aldéhyde et le transforment en une matière résineuse brune.

Weidenbusch dit avoir obtenu avec la potasse du formiate, de l'acétate, et peut-être de l'aldéhydate de potasse, ainsi qu'une huile particulière et une résine d'un jaune orangé.

L'acide cyanique en vapeur décompose l'aldéhyde anhydre, et en dégage de l'acide carbonique; l'action est très-vive; si on laisse refroidir le mélange, il se forme de l'acide *trigénique* $= H^{6}C^{8}Az^{3}O^{3}, HO$.

A 0°, l'aldéhyde, conservé dans un tube hermétiquement fermé, donne une matière cristalline, incolore, l'*élaldéhyde*, $H^{12}C^{12}O^{6}$, fusible à 2°+0°, bouillant à 94°; si, au contraire, on agit à une température de 15° à 20°, il se forme des cristaux prismatiques allongés de *métaldéhyde*, volatils à 120°, sans se fondre.

Préparation. On soumet à une douce chaleur, dans une cornue qui ne doit être remplie qu'au tiers, un mélange de 6 parties d'acide sulfurique concentré, de 4 parties d'eau, de 4 parties d'alcool à 0,80, et de 6 parties de bioxyde de manganèse finement pulvérisé; la matière se boursoufle beaucoup, et il distille un liquide qui vient se condenser dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant. Ce liquide, composé d'aldéhyde, d'un peu d'alcool et d'eau, d'éther acétique et d'éther formique, est distillé à deux reprises sur un poids égal de chlorure de calcium; en le versant ensuite dans l'éther ordinaire saturé de gaz ammoniac, il se dépose des cristaux blancs composés d'un équivalent d'aldéhyde et d'un équivalent d'ammoniaque; on dissout ces cristaux dans l'eau, et l'on décompose la dissolution, en vases clos et au bain-marie, par de l'acide sulfurique étendu de son volume d'eau; l'aldéhyde vient se condenser dans le récipient *refroidi*, et il ne s'agit plus, pour l'avoir pur, que de le distiller sur du chlorure de calcium.

Il se produit encore de l'aldéhyde pendant la préparation de l'éther azoteux et du fulminate de mercure, pendant la décomposition de l'alcool et de l'éther par la chaleur, lorsqu'on allume une mèche imbibée d'alcool et que l'on souffle la flamme aussitôt que la plus grande partie de l'alcool s'est évaporée, etc.; dans ce cas, l'alcool subit une combustion incomplète.

De la thialdine, $H^{13}C^{12}AzS^{4}$. — Elle est le résultat de l'action de l'ammoniaque sur l'huile, $H^{13}C^{12}S^{7}$, formée en traitant l'aldéhyde par l'eau et l'acide sulfhydrique (voy. plus haut). Elle est cristallisable, d'une densité de 1,191, fusible à 43°, volatile, soluble dans l'alcool et l'éther,

très-peu soluble dans l'eau, neutre aux réactifs colorés, et formant des sels cristallisables avec les acides.

Sélénaldine, $H^{13}C^{12}AzSe^{4}$. — On l'obtient en faisant agir l'acide sélenhydrique sur l'aldéhydate d'ammoniaque.

Carbothialdine, $H^{5}C^{5}AzS^{2}$. — Elle est le résultat de l'action du sulfure de carbone sur l'aldéhydate d'ammoniaque.

Résumé sur les dérivés de l'alcool vinique.

J'emprunterai à M. Regnault les excellentes considérations par lesquelles il a résumé ce sujet (voy. p. 245 du tome IV de son *Cours élémentaire de chimie,* 2e édit.). En comparant entre eux les composés nombreux dérivés de l'alcool, on reconnaît que la plupart se forment à l'aide de la molécule d'éther, $C^{4}H^{5}O$, ou de celle d'alcool, $C^{4}H^{5}O, HO$ (1), dans lesquelles de l'hydrogène ou de l'oxygène sont remplacés par des quantités équivalentes d'autres éléments : l'oxygène, le soufre, le chlore, etc. Lorsque l'hydrogène est remplacé par des quantités équivalentes de chlore, l'équivalent du corps dérivé est, *en général,* représenté par le même nombre de volumes de vapeur que le corps d'où il dérive : exemples, les produits chlorés dérivés de l'éther chlorhydrique. Il en est de même lorsque l'oxygène est remplacé par du soufre : exemples, l'éther, $C^{4}H^{5}O$, et l'éther sulfhydrique, $C^{4}H^{5}S$. Dans ces divers cas, l'équivalent de l'élément substitué a le même volume gazeux que celui de l'élément qu'il remplace. Mais, lorsque l'oxygène, dont l'équivalent est 1 volume, est remplacé par du chlore, qui a pour équivalent 2 volumes, l'équivalent en volume du corps dérivé est *souvent* différent de celui du corps primitif : ainsi l'équivalent de l'éther, $C^{4}H^{5}O$, est 2 volumes, tandis que celui de l'éther chlorhydrique, $C^{4}H^{5}Cl$, est 4 volumes. On rencontre cependant un grand nombre d'exceptions à ces règles : ainsi l'aldéhyde dérive de l'éther par le remplacement de 1 équivalent d'hydrogène (2 volumes) par 1 équivalent d'oxygène (1 volume), et cependant l'aldéhyde, $C^{4}H^{4}O^{2}$, est représenté par 2 volumes de vapeur, comme l'éther, $C^{4}H^{5}O$; en remplaçant 3 équivalents d'hydrogène (6 volumes) par 3 équivalents de chlore (6 volumes) dans la molécule d'aldéhyde, on obtient l'aldéhyde trichloré ou chloral, dont l'équivalent, $C^{4}HCl^{3}O^{2}$, est représenté par 4 volumes, tandis que celui de l'aldéhyde est représenté par 2 volumes.

---

(1) La notation chimique adoptée par M. Regnault diffère de la mienne en ce que, pour lui, la lettre H suit toujours la lettre C.

Lorsque le chlore remplace l'hydrogène, les propriétés chimiques du composé, sous le rapport de ses réactions acides, basiques ou neutres, ne paraissent pas changées en général; l'exemple le plus frappant est donné par l'acide chloracétique, qui est un acide aussi énergique que l'acide acétique, et possède exactement la même capacité de saturation. Les éthers composés chlorés en présentent de nouveaux exemples, et nous aurons par la suite l'occasion d'en citer encore d'autres qui ne sont pas moins frappants. Mais, lorsque l'hydrogène est remplacé par de l'oxygène, les propriétés basiques, neutres ou acides du corps, changent notablement. Ainsi l'éther, C^4H^5O, qui a une affinité manifeste pour les acides, perd cette propriété lorsqu'il se change en aldéhyde, $C^4H^4O^2$, et devient un acide énergique quand il se transforme en acide acétique, $C^4H^3O^3$.

Afin de faire saisir plus facilement les relations de composition que présentent les corps appartenant à la série alcoolique ou vinique, nous les avons réunis tous dans le tableau suivant :

TABLEAU DES COMPOSÉS DÉRIVÉS DE L'ÉTHER, C^4H^5O, OU DE L'ALCOOL, C^4H^5O,HO, PAR VOIE DE SUBSTITUTION.

Hydrogène carboné inconnu. . . . . . . C^4H^6
pouvant être regardé comme le point de départ de toute la série.

Éthers simples.

Éther.	C^4H^5O	2 vol.	de vapeur.
Éther sulfhydrique.	C^4H^5S	2	»
Éther sélenhydrique.	C^4H^5Se	»	»
Éther tellurhydrique.	C^4H^5Te	»	»
Éther chlorhydrique.	C^4H^5Cl	4	»
Éther bromhydrique.	C^4H^5Br	4	»
Éther iodhydrique.	C^4H^5I	4	»
Éther cyanhydrique.	C^4H^5Cy	4	»
Éther sulfocyanhydrique.	C^4H^5SCy	4	»

Éthers composés.

Alcools.

Alcool ordinaire.	C^4H^5O,HO	4 vol.
Alcool sulfhydrique.	C^4H^5S,HS	4 »
Alcool sulfopotassique.	C^4H^5S,KS	
Alcool sulfoplombique.	C^4H^5S,PbS	
Alcool sulfomercurique.	C^4H^5S,Hg^2S.	

Éthers composés proprement dits.

Formule générale (A représentant l'acide). . .	C^4H^5O,A	2 ou 4 vol.
Éther borique.	$C^4H^5O,2BO^5$	
1er éther silicique.	$3C^4H^5O,SiO^3$	
2e éther silicique.	$3C^4H^5O,2SiO^3$.	

Acides viniques.

Formule générale des acides viniques formés par les acides monobasiques A.	$(C^4H^5O + HO),2A$
Formule des acides viniques produits par les acides tribasiques, tels que $PhO^5,3HO$. . .	$(C^4H^5O + 2HO),PhO^5$.

Produits successifs dérivés de l'éther, C^4H^5O.

1° *Par voie d'oxydation.*

Éther.	C^4H^5O.	2 vol.
Acétal.	$(2C^4H^5O,C^4H^4O^2)$	
Aldéhyde.	$C^4H^4O^2$	2 »
Acide acétique anhydre.	$C^4H^3O^3$	inconnu
reste combiné avec l'eau formée, et donne :		
Acide acétique hydraté.	$C^4H^3O^3,HO$	4 vol.
mais correspondant à l'alcool.	$C^4H^5O\ HO$.	

2° *Par l'action du chlore.*

Éther.	C^4H^5O
Éther monochloré.	C^4H^4ClO
Éther bichloré.	$C^4H^3Cl^2O$
. . . .	
Éther perchloré.	C^4Cl^5O.

3° *Par l'action successive du chlore et du soufre.*

Éther monochloré et monosulfuré.	C^4H^3ClSO
Éther bisulfuré.	$C^4H^3S^2O$.

Produits dérivés de l'éther sulfhydrique, C^4H^5S,

par l'action du chlore.

Éther sulfhydrique.	C^4H^5S
. . . .	
Éther sulfhydrique quadrichloré.	C^4HCl^4S

Produits dérivés de l'éther chlorhydrique, C^4H^5Cl,

par l'action du chlore.

Éther chlorhydrique	C^4H^5Cl	4 vol.
Éther chlorhydrique monochloré.	$C^4H^4Cl^2$	4 »
Éther chlorhydrique bichloré.	$C^4H^3Cl^3$	4 »
Éther chlorhydrique trichloré.	$C^4H^2Cl^4$	4 »
Éther chlorhydrique quadrichloré.	$C^4H\ Cl^5$	4 »
Éther chlorhydrique perchloré.	$C^4\ Cl^6$	4 »

Produits dérivés de l'aldéhyde, $C^4H^4O^2$.

1° *Par l'action de l'oxygène.*

Aldéhyde.	$C^4H^4O^2$
Acide acétique.	$C^4H^3O^3$

qui reste combiné avec l'eau formée.

2° *Par l'action du chlore.*

Aldéhyde.	$C^4H^4O^2$	2 vol.
. . . .		
Aldéhyde trichloré ou chloral.	$C^4HCl^3O^2$	4 »
Aldéhyde perchloré.	$C^4Cl^4O^2$	

Produits dérivés de l'alcool, C^4H^5O, HO.

1° *Par l'action de l'oxygène.*

Alcool.	C^4H^5O,HO	4 vol.
Aldéhyde.	$C^4H^4O^2$	2 »

abandonne l'équivalent d'eau, et appartient à la série de l'éther.

Acide acétique hydraté.	$C^4H^3O^3,HO$	4 »

2° *Par l'action du chlore.*

Alcool.	C^4H^5O,HO	4 vol.
Aldéhyde (1re période, d'oxydation).	$C^4H^4O^2$	2 »
Chloral (2e période, de chloruration).	$C^4HCl^3O^2$	2 »

L'éther aqueux, C^4H^5O+HO, donne les mêmes produits.

Produits dérivés de l'alcool aqueux, $C^4H^5O,HO+HO$,

par l'action du chlore.

Par action oxydante. Acide acétique. . . . . . $C^4H^3O^3,HO$.

L'éther aqueux, C^4H^5O+2HO, donne le même produit.

Produits dérivés de l'acide acétique, $C^4H^3O^3,HO$,

Par l'action du chlore.

Acide acétique.	$C^4H^3O^3,HO$	4 vol.
. . . .		
Acide chloracétique.	$C^4Cl^3O^3,HO$	4 »

Produits des éthers composés

par l'action du chlore.

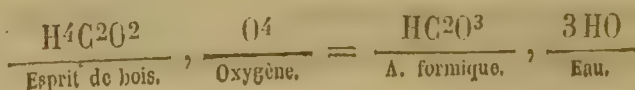
Sur l'éther carbonique.	C^4H^5O,CO^2
Éther carbonique bichloré.	$C^4H^3Cl^2O,CO^2$
Éther carbonique perchloré.	C^4Cl^5O,CO^2
Sur l'éther oxalique.	C^4H^5O,C^2O^3
Éther oxalique perchloré.	C^4Cl^5O,C^2O^3
Sur l'éther acétique.	$C^4H^5O,C^4H^3O^3$
Éther acétique bichloré.	$C^4H^3Cl^2O,C^4H^3O^3$
Éther chloracétique.	$C^4H^5O,C^4Cl^3O^3$
Éther chloracétique perchloré.	$C^4Cl^5O,C^4Cl^3O^3$.

DE L'ALCOOL DE BOIS. $H^4C^2O^2$.

(ALCOOL MÉTHYLIQUE, de μέθυ, vin, et de ὕλη, bois.)

Parmi les produits nombreux de la distillation des bois, on remarque surtout l'*esprit de bois* (*éther pyroligneux, éther pyroxylique*), découvert en 1812 par Ph. Taylor, et qui depuis a fixé l'attention de MM. Dumas et Péligot; c'est un véritable alcool, analogue à l'alcool ordinaire; on l'a considéré comme formé de 2 équivalents d'eau, 2HO, et de 1 équivalent d'un carbure d'hydrogène, H^2C^2, que l'on a désigné sous le nom de *méthylène*.

Il est liquide, très-fluide, incolore, d'une odeur particulière alcoolique et aromatique qui se rapproche de celle de l'éther acétique; il est neutre aux réactifs colorés, son poids spécifique est de 0,798 à la température de 20° c.; la densité de sa vapeur est de 1,041; son équivalent est donc représenté par 4 volumes de vapeur, comme celui de l'alcool. Il brûle avec une flamme semblable à celle de l'alcool ordinaire, et bout à 66°,5, sous la pression de 0,761 centimètres. Exposé à l'air après avoir été mêlé avec du noir de platine, il se convertit en acide formique :



$$\underbrace{H^4C^2O^2}_{\text{Esprit de bois.}}, \underbrace{O^4}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{HC^2O^3}_{\text{A. formique.}}, \underbrace{3\,HO}_{\text{Eau.}}$$

L'alcool vinique, soumis à la même action, fournit de l'acétal (voyez p. 131).

L'esprit de bois donne avec le chlore, le brome, l'iode et le soufre, des composés encore peu connus, qui correspondent probablement à ceux que l'on obtient avec l'alcool vinique. Le chlorure de chaux le décompose, et il se produit du *chloroforme*, HC^2Cl^3.

Les acides le transforment en éther. Lorsqu'on distille l'esprit de bois avec de l'acide *sulfurique* concentré, on obtient des produits qui varient suivant les conditions dans lesquelles on se place, et qui sont l'éther *méthylique*, H^3C^2O; l'acide *sulfométhylique*, $H^3C^2O, 2SO^3$, et l'éther *méthylsulfurique*, H^3C^2O, SO^3. On n'a jamais pu former un carbure d'hydrogène, H^2C^2, qui serait à l'éther méthylique ce que le bicarbure d'hydrogène, H^4C^4, est à l'éther ordinaire; on sait, au contraire, qu'avec l'alcool vinique et 6 parties d'acide sulfurique on produit du bicarbure d'hydrogène (voy. p. 133).

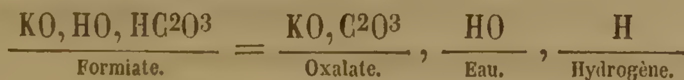
En distillant l'alcool méthylique avec de l'acide sulfurique et du bioxyde de manganèse, Kane et Malagutti ont obtenu du *méthylal*, $H^8C^6O^4$, corps analogue à l'acétal (voy. p. 205).

L'esprit de bois dissout facilement la potasse et la soude; il se combine à la baryte anhydre avec dégagement de chaleur, et donne un composé cristallin, $BaO, H^4C^2O^2$; à une température élevée, les alcalis oxydent l'alcool méthylique et le transforment, sous l'influence de l'eau qui se décompose, en *formiate* de potasse, et en hydrogène qui se dégage :



$$\underbrace{H^4C^2O^2}_{\text{Alc. méthylique.}},\ \underbrace{KO, HO}_{\text{Potasse.}} = \underbrace{KO,HC^2O^3}_{\text{Formiate.}},\ \underbrace{H^4}_{\text{Hydrogène.}}$$

Ce formiate, chauffé encore avec un excès d'alcali, donne de l'oxalate de potasse, de l'eau et de l'hydrogène :



$$\underbrace{KO, HO, HC^2O^3}_{\text{Formiate.}} = \underbrace{KO, C^2O^3}_{\text{Oxalate.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H}_{\text{Hydrogène.}}$$

Si la température est plus élevée, l'oxalate lui-même est décomposé en carbone et en hydrogène :



$$\underbrace{KO, C^2O^3}_{\text{Oxalate.}},\ \underbrace{KO, HO}_{\text{Potasse.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{2KO,CO^2}_{\text{Carbonate.}},\ \underbrace{HO}_{\text{Eau.}},\ \underbrace{H}_{\text{Hydrogène.}}$$

L'esprit de bois, en se combinant avec le chlorure de calcium, four-

nit un composé cristallin $= 2H^4C^2O^2, CaCl$, indécomposable à 100°, décomposable par l'eau. Il se combine aussi au bichlorure d'étain, aux perchlorures de fer et d'antimoine.

L'alcool méthylique dissout les résines, et est employé dans la fabrication des vernis; tous les corps solubles dans l'alcool *vinique* le sont également dans l'alcool méthylique.

Préparation. On décante la partie aqueuse provenant de la distillation du bois, pour la séparer du goudron non dissous; cette partie aqueuse contient de l'acide acétique, $1/_{100}$ environ d'alcool méthylique, de l'acétone, de l'aldéhyde, de l'éther méthylacétique, du *mésite* et du *xylite*, et des matières goudronneuses. On la sature par de la chaux vive éteinte, qui s'unit aux acides et à une partie des matières goudronneuses; on décante, et on distille le liquide décanté jusqu'à ce que le dixième environ soit condensé dans le récipient; on distille de nouveau ce dixième, qui contient de l'alcool, avec un peu de chaux, afin de transformer l'éther méthylacétique en alcool méthylique; on ne recueille que les premières quantités distillées; ces quantités, étant de nouveau soumises à des distillations fractionnées, finissent par donner l'alcool méthylique anhydre du commerce, si toutefois on lui fait subir une nouvelle distillation sur de la chaux. En traitant ce produit par le double de son poids de chlorure de calcium, fondu et pulvérisé, on obtient le composé cristallin $2H^4C^2O^2, CaCl$, dont j'ai parlé plus haut; on le chauffe au bain-marie, pour volatiliser certains produits étrangers, puis on le décompose, par l'eau, en chlorure de calcium et en alcool méthylique; on distille celui-ci sur de la chaux vive, et l'on a l'alcool méthylique pur et anhydre.

M. Demondésir a proposé de purifier l'esprit de bois par un moyen beaucoup plus simple; il l'étend de son volume d'eau, et il distille; les carbures d'hydrogène, qui altèrent l'alcool méthylique, passent les premiers. Quand le liquide condensé ne se trouble plus par l'eau, on change de récipient; on distille de nouveau, et l'on obtient l'esprit de bois pur; il ne s'agit plus que de le concentrer.

ACTION DES ACIDES ET DES CORPS OXYDANTS SUR L'ALCOOL MÉTHYLIQUE.

En agissant sur l'alcool méthylique, les acides donnent naissance à des *éthers*, comme cela a lieu avec l'alcool *vinique* (voy. p. 142).

Les corps oxydants le transforment en acide formique ou en *méthylal.*

§ I[er]. — ACTION DES ACIDES SUR L'ALCOOL MÉTHYLIQUE.

L'alcool méthylique, semblable à l'alcool vinique, donne, avec les acides, des *éthers* que l'on peut également diviser en deux genres : les *éthers simples* et les *éthers composés.* Les éthers simples sont l'*éther méthylique,* H^3C^2O, et les éthers préparés avec un acide ; dans ces derniers, la molécule d'oxygène est remplacée par une molécule de chlore, de brome, etc., en sorte qu'ils sont représentés par H^3C^2Cl, H^3C^2Br, H^3C^2I, etc. Les éthers composés sont formés d'éther *méthylique* et d'un oxacide ; ils sont *neutres* ou *acides ;* les premiers sont représentés par H^3C^2O + l'oxacide : ainsi l'éther acétique = H^3C^2O, $\frac{H^3C^4O^3}{\text{A. acétique.}}$, et l'éther oxalique, H^3C^2O, $\frac{C^2O^3}{\text{A. oxalique.}}$. Si les éthers composés sont *acides,* on les désigne sous le nom d'acides *méthyliques ;* ainsi l'acide *sulfométhylique* est un éther qui a pour formule H^3C^2O, $2SO^3$, HO.

DES ÉTHERS SIMPLES OU DU PREMIER GENRE.

Ces éthers sont l'*éther méthylique* et les éthers préparés avec un hydracide.

De l'éther méthylique. H^3C^2O.

Il est gazeux, incolore, d'une odeur éthérée agréable, d'une densité de 1,61 ; sa formule correspond à 2 volumes de vapeur. Il ne se liquéfie qu'à — 30° ou — 40°. Il est très-inflammable. L'eau en dissout 37 fois son volume ; l'alcool *vinique* et l'alcool *méthylique* en dissolvent beaucoup plus.

Lorsqu'on fait arriver du *chlore* sur l'éther méthylique gazeux, placé

dans un endroit bien éclairé, *mais qui ne reçoit pas les rayons directs du soleil,* la réaction, qui peut tarder quelque temps à se manifester, est des plus vives, et il faut prendre de grandes précautions pour que l'appareil ne vole pas en éclats; la principale de ces précautions consiste à faire arriver les deux gaz dans des proportions telles qu'ils se détruisent immédiatement après leur contact; s'il n'en était pas ainsi, il y aurait explosion. Le liquide obtenu par suite de cette réaction est l'éther méthylique *monochloré,* H^2C^2ClO; on voit qu'il y a eu substitution de 1 équivalent de chlore à 1 équivalent d'hydrogène. Il a une odeur suffocante; sa densité est à $20° + 0°$ de 1,315. Il bout à 105°, et il répand à l'air des fumées acides. Soumis à l'action du chlore, il donne l'*éther méthylique bichloré,* HC^2Cl^2O. En traitant celui-ci par une nouvelle quantité de chlore, sous l'influence des rayons solaires, on forme l'*éther méthylique perchloré,* C^2Cl^3O (Regnault).

L'éther méthylique peut se combiner avec l'acide sulfurique *anhydre,* avec dégagement de chaleur, et donner l'acide *monosulfométhylique,* H^3C^2O, SO^3.

Préparation. On distille un mélange d'une partie d'alcool méthylique et de 4 parties d'acide sulfurique concentré, et l'on obtient l'éther méthylique gazeux, mêlé d'acide sulfureux et d'acide carbonique; si on le laisse séjourner sur de la potasse, qui absorbe ces deux derniers gaz, il est pur.

DES ÉTHERS SIMPLES PRÉPARÉS AVEC L'ALCOOL MÉTHYLIQUE ET UN HYDRACIDE.

Ces éthers, désignés improprement sous les noms de chlorhydrate, d'iodhydrate, de cyanhydrate, etc., de *méthylène,* sont formés, ainsi que je l'ai dit, de H^3C^2Cl, ou de H^3C^2I, ou de H^3C^2Cy, etc.; on voit que l'équivalent d'oxygène de l'éther méthylique a été remplacé par un équivalent de chlore, d'iode ou de cyanogène, etc. Les principaux d'entre eux sont les éthers *méthylchlorhydrique, méthyliodhydrique, méthylbromhydrique, méthylfluorhydrique, méthylcyanhydrique,* et *méthylsulfhydrique.*

De l'éther méthylchlorhydrique. H^3C^2Cl.

Il est gazeux, d'une odeur éthérée, d'une saveur sucrée, d'une densité de 1,738. Il ne se liquéfie pas par un froid de $-18°$. Il brûle avec

une flamme bordée de vert; les produits de cette combustion donnent du chlorure d'argent avec l'azotate de ce métal. L'eau en dissout deux fois et demie son volume.

Il n'est attaqué par le *chlore* que sous l'influence des rayons solaires, et dans des récipients froids; il fournit l'*éther méthylchlorhydrique monochloré,* $H^2C^2Cl^2$, puis, avec une plus grande quantité de chlore, l'*éther méthylchlorhydrique bichloré,* ou le *chloroforme,* HC^2Cl^3 (voyez ce mot). Si l'on fait arriver du chlore dans le chloroforme, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide chlorhydrique, on obtient l'*éther méthylchlorhydrique perchloré* ou *chlorure de carbone,* C^2Cl^4 (voy. *Protocarbure d'hydrogène,* à la page 247 du tome I[er]).

En faisant passer l'éther méthylchlorhydrique gazeux sur du phosphure de calcium chauffé à 80°, on obtient plusieurs corps solides ou liquides que l'on peut considérer comme des composés de méthylène, H^2C^2, et de l'un des divers phosphures d'hydrogène décrits à la page 256 du tome I[er], savoir : HPh^2, H^2Ph et H^3Ph (Paul Thénard).

Le composé HPh^2, H^2C^2 est solide, jaune, inodore, et insoluble dans l'eau. Le second, $H^2Ph, 2H^2C^2$, est liquide, incolore, d'une odeur fétide, bouillant à 250°, et spontanément inflammable. Il donne avec les acides *des sels* parfaitement définis, et cristallisables. Le chlorhydrate est transformé, par un excès d'acide chlorhydrique, en chlorhydrate de l'alcali, et en un corps jaune, HPh^2, H^2C^2.

Préparation de l'éther. On chauffe dans un ballon 2 parties de chlorure de sodium, 1 partie d'alcool méthylique, et 3 parties d'acide sulfurique concentré; l'éther se dégage, mêlé d'acide sulfureux et d'acide carbonique, acides que l'on absorbe par la potasse.

De l'éther méthylchlorhydrique bichloré (CHLOROFORME). HC^2Cl^3.

Le chloroforme a été ainsi nommé parce qu'en le traitant par une dissolution alcoolique de potasse, il donne du *chlorure* de potassium et du *formiate* de potasse. Il a été découvert presque en même temps par MM. Soubeiran et Liebig. M. Dumas en a déterminé la composition et a fait connaître plusieurs de ses propriétés.

Il est liquide, incolore, d'une odeur éthérée très-agréable, d'une saveur sucrée, d'une densité de 1,491 à 17°. Il bout à 61°, et la densité de sa vapeur est de 4,2; son équivalent est donc représenté par 4 volumes de vapeur. Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge, il est décomposé et fournit du charbon, de l'acide chlorhydrique

et un corps cristallisé en longues aiguilles. Il brûle avec une flamme verte quand on le met en contact avec un corps en ignition. Il se *solidifie* en houppes blanches soyeuses par le seul fait de l'évaporation d'une partie du liquide, absolument comme cela a lieu pour l'acide cyanhydrique. Il est insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool. Le *chlore*, ainsi que je l'ai déjà dit, sous l'influence de la *lumière solaire*, lui enlève l'équivalent d'hydrogène qu'il renferme et le transforme en un chlorure de carbone, $C^2 Cl^4$. Le potassium et l'acide sulfurique n'exercent aucune action sur lui.

Les alcalis le décomposent en donnant naissance à des formiates et à des chlorures ; la réaction est caractéristique.



$$\underbrace{HC^2Cl^3}_{\text{Chloroforme.}}, \underbrace{4\,KO}_{\text{Potasse.}} = \underbrace{KO, HC^2O^3}_{\text{Formiate.}}, \underbrace{3\,KCl}_{\text{Chlorure.}}$$

Le chloroforme est un agent anesthésique par excellence ; on l'emploie avec le plus grand succès pour déterminer l'insensibilité chez les individus que l'on doit soumettre à des opérations douloureuses, et chez les femmes qui accouchent. Le professeur Simpson, d'Édimbourg, a déjà recueilli plusieurs centaines d'observations de femmes qu'il a chloroformisées pendant le travail, avec grand avantage pour elles, et sans aucun inconvénient pour les nouveau-nés. On sait, d'un autre côté, combien sont déjà nombreuses et satisfaisantes les applications de ce corps chez des individus auxquels on devait faire subir les opérations les plus variées et les plus graves. Il faut cependant dire que l'inspiration des vapeurs de chloroforme peut être suivie des accidents les plus fâcheux et même d'une mort prompte, ce qui tient souvent à la manière imprudente dont il a été employé, et quelquefois probablement aussi à la constitution de l'individu. Le plus ordinairement, pour le faire inspirer, on en met quelques grammes dans une assiette que l'on place à 20 ou 25 centimètres de l'organe de l'odorat du malade, dont la tête a été couverte d'une serviette pendante, et sous laquelle se trouve ladite assiette. D'après M. Ragsky, le sang des individus chloroformisés contiendrait des traces de chloroforme.

On a encore employé le chloroforme avec succès, à l'extérieur, pour calmer presque instantanément des douleurs de diverses natures, et notamment celles qui accompagnent le rhumatisme articulaire aigu. On commence par mouiller un linge avec de l'eau, puis on l'arrose avec quatre, six ou huit grammes de chloroforme, et on le laisse pendant dix minutes sur la partie souffrante. Si la douleur reparaît au bout de

quelque temps, on recommence l'application. Le chloroforme détermine, dans ce cas, une vive rubéfaction de la peau, avec chaleur, etc.

Préparation. MM. Larocque et Huraut ont indiqué un excellent procédé que je vais transcrire. On prend 35 à 40 litres d'eau que l'on place dans le bain-marie d'un alambic, et que l'on porte à la température de 40° environ. On délaye dans ce liquide d'abord 5 kilogrammes de chaux vive délitée et 10 kilogrammes de chlorure de chaux du commerce (voy. p. 411 du t. I). On y verse ensuite 1 litre et demi d'alcool à 0,85; on porte le plus promptement possible le mélange à l'ébullition. Au bout de quelques minutes, le chapiteau s'échauffe, et lorsque la chaleur a atteint l'extrémité du col, on ralentit le feu; bientôt la distillation marche rapidement et se continue d'elle-même jusqu'à la fin de l'opération. Il se condense dans le récipient un liquide aqueux, au fond duquel se trouve un liquide plus lourd: c'est le *chloroforme;* on le sépare et on le purifie par des lavages avec de petites quantités d'eau; on le distille ensuite au bain-marie, après l'avoir toutefois agité à plusieurs reprises avec du chlorure de calcium fondu. Si, au lieu de rejeter les liqueurs qui surnagent le chloroforme dans le récipient, on les conserve pour une opération subséquente que l'on fait immédiatement, on obtient une plus grande quantité de chloroforme. Ainsi on introduit de nouveau dans le bain-marie, sans rien enlever de ce qui s'y trouve, 10 litres d'eau, puis lorsque la température du liquide est redescendue à 40° environ, on y ajoute 5 kilogrammes de chaux et 10 de chlorure de chaux. Le tout étant mélangé avec soin, on verse la liqueur de laquelle on a séparé le chloroforme, additionnée de 1 litre seulement d'alcool; on agite, et l'on termine l'opération comme je viens de le dire. Avec un alambic d'une capacité suffisante, on peut recommencer une troisième, une quatrième distillation, en employant les mêmes doses de substances et en agissant comme il est dit pour la deuxième opération. En pratiquant ainsi quatre opérations successives, on obtient généralement avec 4 litres et demi, ou avec 3 kilogrammes, 825 grammes d'alcool à 85 degrés.

De la 1re distillation. . . .	550	grammes	de chloroforme.
De la 2e id.	640	id.	id.
De la 3e id.	700	id.	id.
De la 4e id.	730	id.	id.

Il se produit encore du chloroforme dans plusieurs réactions chimiques : 1° en décomposant le *chloral* hydraté, $HC^4Cl^3O^2$, par une dissolution de potasse; 2° en faisant agir du chlore sur du protocarbure d'hy-

drogène; 3° en chauffant l'acide chloracétique, $C^4Cl^3O^3$, ou les chloracétates avec un excès d'alcali hydraté; 4° en faisant réagir les chlorures d'oxydes sur l'alcool vinique, sur l'alcool méthylique, sur l'acétone, etc., ou bien le chlore sur diverses matières organiques. MM. Soubeiran et Mialhe ont prouvé: 1° que le chloroforme préparé avec l'alcool méthylique et l'hypochlorite de chaux est identique avec le chloroforme proprement dit; 2° qu'il est trop difficile à purifier pour qu'il y ait avantage à le substituer au chloroforme ordinaire; 3° qu'il est indispensable de débarrasser le chloroforme obtenu, comme je l'ai dit, d'une huile chlorurée et pyrogénée *qui se produit toujours,* ce à quoi on parvient en ne poussant pas trop loin la distillation pendant la rectification (*Journal de pharmacie,* juillet 1849).

Du bromoforme, de l'iodoforme, et du sulfoforme.

Ces corps ont la même composition que le chloroforme. Le *bromoforme,* HC^2Br^3, est le résultat de l'action des dissolutions alcalines sur le produit que l'on obtient en traitant le brome par l'alcool (voy. p. 132). Il est liquide, d'une densité de 2,10, et susceptible d'être transformé par les alcalis en formiate et en bromate alcalin.

L'*iodoforme*, HC^2I^3, est solide, jaune, volatil à 100°, décomposable à 120°, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, décomposable par le chlore, qui le transforme en chloroforme. Il fournit avec les alcalis des formiates et des iodures alcalins. On l'obtient en versant dans de l'alcool saturé d'iode assez de potasse canstique pour décolorer la liqueur; si, dans cet état, on ajoute de l'eau, l'iodoforme se précipite en paillettes jaunes que l'on purifie en les dissolvant dans l'alcool.

Le *sulfoforme*, HC^2S^3, est le résultat de la distillation d'un mélange de 1 partie d'iodoforme et de 3 parties de sulfure de mercure. Il est jaune et oléagineux.

De l'éther méthyliodhydrique. H^3C^2I.

Il est liquide, incolore, d'une densité de 2,237 à 21°, bouillant entre 40° et 50°; sa vapeur irrite fortement les yeux. Par son action sur le zinc, il se dégage du gaz méthyle, et il reste dans le tube une masse blanche de *zincométhyle,* H^3C^2Zn, qui décompose l'eau avec énergie, et donne de l'oxyde de zinc et du protocarbure d'hydrogène gazeux (Frankland, *Journ. de pharm.,* février 1850).

On l'obtient en chauffant un mélange de 15 parties d'alcool méthy-

lique, de 8 parties d'iode, et de 1 partie de phosphore; celui-ci doit être ajouté par petites parties; l'éther distille dans le récipient, et se précipite dès qu'on agite à plusieurs reprises, avec de l'eau, le liquide distillé; on le purifie en le distillant d'abord sur du chlorure de calcium, puis sur de l'oxyde de plomb.

De l'éther méthylbromhydrique. H^3C^2Br.

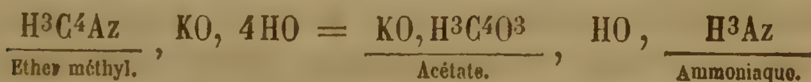
Il est liquide, incolore, d'une odeur éthérée pénétrante, un peu alliacée; il bout à 13°, sous une pression de 0m,759. Il est le résultat de l'action du brome et du phosphore sur l'alcool méthylique.

De l'éther méthylfluorhydrique. H^3C^2Fl.

Il est gazeux, incolore, d'une odeur éthérée agréable, d'une densité de 1,186. Il brûle avec une flamme bleuâtre, et l'eau en dissout 1 ½ son volume. On l'obtient en chauffant dans une cornue du fluorure de potassium et de l'acide *monosulfométhylique*, H^3C^2O, SO^3 (éther méthylsulfurique). On sait que l'alcool vinique n'a pas donné jusqu'à présent un éther fluorhydrique.

De l'éther méthylcyanhydrique. H^3C^2Cy.

Il est liquide, insoluble dans l'eau, et très-vénéneux. Traité par l'eau bouillante tenant de la potasse en dissolution, il donne de l'*acétate* de potasse, de l'eau et de l'ammoniaque :



$$\underbrace{H^3C^4Az}_{\text{Ether méthyl.}},\ KO,\ 4HO = \underbrace{KO, H^3C^4O^3}_{\text{Acétate.}},\ HO,\ \underbrace{H^3Az}_{\text{Ammoniaque.}}$$

On l'obtient en faisant réagir le cyanure de potassium sur l'acide *monosulfométhylique*, H^3C^2O, SO^3 (p. 194).

De l'éther méthylsulfhydrique. H^3C^2S.

Il est liquide, d'une odeur très-désagréable, d'une densité de 0,846 à 21 + 0°; il bout à 41°. Il donne avec le *chlore* une série de corps *chlorés* (Regnault). Il produit, en se combinant avec des sulfures électronégatifs, plusieurs éthers composés, dont les principaux sont: l'*alcool méthylsulfhydrique*, H^3C^2S, HS (*mercaptan méthylique*); l'*éther sulfo-*

carbomethylsulfhydrique, H^3C^2S, CS^2; *l'éther méthylsulfhydrique sulfuré*, $H^3C^2S^2$, et un autre produit plus sulfuré, $H^3C^2S^3$.

On l'obtient en faisant passer dans une dissolution alcoolique de monosulfure de potassium un courant d'éther méthylchlorhydrique.

DES ÉTHERS COMPOSÉS OU DU SECOND GENRE.

Ces éthers sont *neutres* ou *acides*.

DES ÉTHERS COMPOSÉS NEUTRES.

Ces éthers sont formés d'éther *méthylique*, H^3C^2O, et d'un oxacide : ce sont les éthers *méthylsulfurique neutre*, *méthylazotique*, *méthilbenzoïque*, *méthyloxalique*, *méthylacétique*, *méthylformique*, *méthylchlorocarbonique*, *méthylsulfocarbonique*, *méthylsalicylique*, *méthylcitrique*, *méthylcitrobiméthylique*, *méthylcyanurique*, *méthylcyanique*, *méthylœnanthique*, *méthylcinnamique*, *méthylnitrotholluique*, *méthylallophanique*.

De l'éther méthylsulfurique neutre. H^3C^2O, SO^3.

Il est liquide, incolore, d'une densité de 1,324; il bout à 188°, la densité de sa vapeur est 4,37; d'où il suit que son équivalent est représenté par 2 volumes de vapeur. Il est décomposé par l'eau, plus rapidement si elle est bouillante, et il donne de l'alcool méthylique, H^3C^2O,HO, et de l'acide bisulfométhylique, $H^3C^2O, 2SO^3$. Avec l'ammoniaque il fournit la *sulfométhylane*, H^3C^2O, H^2AzSO^2,SO^3 (*éther méthylsulfamidique*).

On obtient l'éther, H^3C^2O, SO^3, en combinant directement l'éther méthylique avec l'acide sulfurique anhydre, ou bien en distillant une partie d'alcool méthylique avec 8 ou 10 parties d'acide sulfurique concentré.

De l'éther méthylazotique. H^3C^2O,AzO^5.

Il est liquide, incolore, d'une densité de 1,182, bouillant à 68°; à une température un peu plus élevée, sa vapeur détone avec une violence

extrême. On l'obtient en chauffant 1 partie d'alcool méthylique, 1 partie d'azotate de potasse, et 2 parties d'acide sulfurique concentré.

De l'éther méthylbenzoïque. $H^3C^2O,H^5C^{14}O^3$.

Il est liquide, huileux, et bout à 108°. On l'obtient comme l'éther benzoïque (voy. p. 168), si ce n'est que l'on substitue l'alcool méthylique à l'alcool vinique.

De l'éther méthyloxalique. H^3C^2O,C^2O^3.

Il est solide, fusible à 51°, bouillant à 161°, soluble dans l'eau, l'alcool, l'éther et l'alcool méthylique, décomposable par l'eau, surtout à chaud, en alcool méthylique et en acide oxalique. On l'obtient en distillant parties égales d'alcool méthylique, d'acide oxalique cristallisé, et d'acide sulfurique concentré.

De l'éther méthylacétique. $H^3C^2O,H^3C^4O^3$.

Il est liquide, incolore, d'une odeur semblable à celle de l'éther acétique, d'une densité de 0,919; il bout à 58°. Il est décomposé par l'eau bouillante en alcool méthylique et en acide acétique. Il est soluble dans l'eau. Il existe dans l'alcool méthylique impur. On l'obtient en distillant 2 parties d'alcool méthylique, 1 partie d'acide acétique monohydraté, et 1 d'acide sulfurique concentré.

De l'éther méthylformique. H^3C^2O,HC^2O^3

Il est très-fluide, et bout à 37°. On l'obtient comme l'éther formique, seulement on remplace l'alcool vinique par l'alcool méthylique.

De l'éther méthylchlorocarbonique. H^3C^2O,C^2ClO^3.

Il est liquide, incolore, d'une odeur suffocante, décomposable par l'ammoniaque en chlorhydrate d'ammoniaque et en *uréthylane,* substance cristalline déliquescente $= H^3C^2O, AzH^2, CO, CO^2$. On l'obtient en versant de l'alcool méthylique dans un flacon rempli de gaz chlorocarbonique, CO Cl.

De l'éther méthylsulfocarbonique. H^3C^2O,CS^2.

Il est liquide, de couleur ambrée, d'une densité de 1, 143 à 15°; il

bout à 170°. On l'obtient en traitant le sulfure de carbone dissous dans la potasse caustique par de l'alcool méthylique anhydre.

De l'éther méthylsalicylique. $H^3C^2O,H^5C^{14}O^5$.

Il est liquide, incolore ou légèrement jaunâtre, d'une densité de 1,18 à 10°, bouillant à 220°, presque insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il existe dans l'huile essentielle du *gaultheria procumbens,* de la famille des bruyères. Avec un excès de potasse à chaud, il se transforme en alcool méthylique et en acide salicylique. Une dissolution concentrée d'ammoniaque en excès le change en *salicylamide,* $H^5 C^{14}, H^2 Az, O^4, HO$. Il se combine aux bases à la manière des acides, et donne des sels désignés sous le nom de *gaulthérates*. Distillé sur la chaux, il se dédouble en acide carbonique et en anisol. Le chlore, le brome et l'acide azotique, le décomposent et lui font subir des transformations nombreuses. On l'obtient en distillant 2 parties d'alcool méthylique, 2 parties d'acide salicylique, et 1 partie d'acide sulfurique concentré.

De l'éther méthylcitrique. $3H^3C^2O,H^5C^{12}O^{11}$.

Il est en prismes réunis en groupes rayonnés, inodores, d'une saveur d'abord fraîche, puis amère, fusibles à 75°, décomposables par le feu, solubles dans 20 parties d'eau à 15°, assez solubles dans l'alcool vinique et méthylique, décomposables par l'eau et par les alcalis en acide citrique et en alcool méthylique. On l'obtient en faisant dissoudre 1 partie d'acide citrique dans 2 parties d'alcool méthylique, et en saturant la dissolution par le gaz acide chlorhydrique. Il a été découvert par M. Saint-Evre.

De l'éther citrobiméthylique. $2H^3C^2O,H^5C^{12}O^{11},3HO$

Il cristallise en prismes d'une saveur acide, solubles dans 30 parties d'eau à 15°, décomposables par les alcalis en acide citrique et en alcool méthylique; l'eau agit de même mais plus lentement. On l'obtient en mélangeant parties égales d'acide citrique, d'alcool méthylique et d'acide chlorhydrique ordinaire. Il a été découvert par M. Demondésir.

De l'éther méthylcyanurique (voy. p. 172).

De l'éther méthylcyanique (voy. p. 171).

De l'éther méthylœnanthique. $H^3C^2O,H^{13}C^{14}O^3$.

On l'obtient en chauffant un mélange d'alcool méthylique, d'acide sulfurique concentré, et d'acide œnanthique.

Des éthers méthylcaproïque, $H^3C^2O,H^{11}C^{12}O^3$, **méthylcaprilique,** $H^3C^2O,H^{15}C^{16}O^3$, **méthylsubérique,** $H^3C^2O,H^6C^8O^3$.

Ils sont peu connus.

De l'éther méthylindigotique. $H^3C^2O, \underbrace{H^4C^{14},AzO^4,O^5H}_{\text{Acide indigotique.}}$

Il est en aiguilles jaunâtres, fusibles à 90°, en grande partie volatiles, très-peu solubles dans l'eau, assez solubles dans l'alcool bouillant. En agissant sur l'ammoniaque, il donne de l'*anilamide* en petits cristaux jaunes très-brillants, à peine solubles dans l'eau froide $= H^6C^{14}Az^2O^8$.

De l'éther méthyllécanorique.

Il est plus soluble dans l'eau que l'éther lécanorique. On l'obtient en chauffant l'alcool méthylique avec l'acide lécanorique.

De l'éther méthylérytrique. $H^3C^2O,H^{15}C^{34}O^{11}$.

Il est peu connu.

De l'éther méthylcinnamique. $H^3C^2O,H^7C^{18}O^3$.

Il est liquide, d'une densité de 1,106; il bout à 141°.

De l'éther méthylnitrothollulque.

Il est solide et cristallisable (voy. *Essences de la série cuminique*).

De l'éther méthylallophanique.

On obtient cet éther en faisant passer des vapeurs d'acide cyanique dans l'alcool méthylique.

DES ÉTHERS MÉTHYLIQUES COMPOSÉS ACIDES.

Ces éthers contiennent l'éther méthylique H^3C^2O, et deux équivalents d'acide; ce sont les éthers méthylbisulfurique, méthylbicarbonique, méthylbiborique, et méthylbisulfocarbonique.

De l'éther méthylbisulfurique. $H^3C^2O,2SO^3$.

Il est en petits cristaux aiguillés et hydratés. Il donne avec les bases des bisulfométhylates très-solubles dans l'eau, décomposables par le feu en éther *méthylsulfurique,* H^3C^2O, SO^3 (voy. pag. 200), et en un sulfure métallique. On l'obtient par la réaction de deux parties d'acide sulfurique concentré sur une partie d'alcool méthylique, puis en saturant par le carbonate de baryte; il se forme du bisulfométhylate de baryte soluble que l'on décompose par l'acide sulfurique.

De l'éther méthylbicarbonique. $H^3C^2O,2CO^2,HO$.

Il forme avec la baryte un *bicarbométhylate* en paillettes nacrées, $BaO, H^3C^2O,2CO^2$, que l'on obtient en faisant passer un courant de gaz acide carbonique à travers une dissolution de baryte dans l'alcool méthylique anhydre. Ce sel est décomposé par l'eau en alcool méthylique, en acide carbonique, et en carbonate de baryte.

De l'éther méthylbiborique. $H^3C^2O,2BO^3$.

Il est mou, transparent, et se laisse étirer en fils à la température ordinaire. L'eau le décompose en alcool méthylique et en acide borique hydraté. On l'obtient en traitant l'acide borique fondu et pulvérisé par l'alcool méthylique. Si, au lieu d'acide borique, on se servait de chlorure de bore gazeux (voy. p. 64 du tome Ier), il se produirait un éther liquide, incolore, d'une odeur pénétrante, d'une densité de 0,955, bouillant à 72° $= 3H^3C^2O, BO^3$.

De l'éther méthylbisulfocarbonique. $H^3C^2O,2CS^2$.

En versant du sulfure de carbone dans de la potasse caustique dissoute dans de l'alcool méthylique anhydre, on obtient des cristaux soyeux formés de potasse et de cet éther $= KO, H^3C^2O, 2CS^2$.

§ II. — ACTION DES CORPS OXYDANTS SUR L'ALCOOL MÉTHYLIQUE.

Les produits de cette action sont l'acide *formique* et le *méthylal.*

De l'acide formique. HC^2O^3,HO.

Lorsqu'on expose à l'air de l'alcool méthylique en présence de la mousse de platine, l'alcool perd 2 équivalents d'hydrogène, prend 2 équivalents d'oxygène, et se trouve transformé en acide formique. Je ferai l'histoire de ce corps en parlant des acides animaux.

Du méthylal. $H^8C^6O^4$.

Il est liquide, d'une densité de 1,8551; il bout à 42°, et se dissout dans l'eau, l'alcool vinique, l'alcool méthylique et l'éther. Le chlore le change en sesquichlorure de carbone, C^4Cl^6. La potasse, dissoute dans l'alcool, le transforme en formiate. Il correspond à l'*acétal* (voy. p. 131), et peut être considéré comme formé de 3 molécules d'éther méthylique; 1 équivalent d'éther aurait échangé 1 équivalent d'hydrogène contre 1 équivalent d'oxygène.

Préparation. On distille un mélange d'acide sulfurique et d'alcool méthylique sur du bioxyde de manganèse. Le produit condensé dans le récipient contient une quantité notable d'éther *méthylformique,* plusieurs autres produits volatils, et du *méthylal.* On le dissout dans l'eau potassée; cet alcali décompose l'éther, et le méthylal se sépare sous forme d'une couche liquide qui vient à surface, et que l'on purifie en la distillant sur du chlorure de calcium.

On n'a pas encore pu préparer l'*aldéhyde* de la série méthylique.

Résumé sur les dérivés de l'alcool méthylique.

J'emprunterai à M. Regnault les excellentes considérations qu'il a fait valoir, à propos de ces dérivés (voy. pag. 273 du tom. IV du *Cours élémentaire de chimie,* 2e édit.).

On voit, par ce qui précède, que les composés de la série méthylique peuvent être considérés comme produits par la même molécule C^2H^4, celle de l'hydrogène protocarboné ou gaz des marais, dans laquelle un ou plusieurs équivalents d'hydrogène sont remplacés par un nom-

bre correspondant d'autres éléments, tels que l'oxygène, le soufre, le chlore, etc. Afin de rendre bien évident ce mode de génération, nous avons réuni en un seul tableau tous les produits connus de la série méthylique.

TABLEAU DES COMPOSÉS DÉRIVÉS DE L'HYDROGÈNE CARBONÉ, C^2H^4, OU DE L'ÉTHER MÉTHYLIQUE, C^2H^3O.

Hydrogène protocarboné, ou gaz des marais. (Point de départ de toute la série.)	C^2H^4	4 vol.

Éthers simples.

Éther méthylique.	C^2H^3O	2 vol.
Éther méthylsulfhydrique.	C^2H^3S	2 »
Éther métylchlorhydrique.	C^2H^3Cl	4 »
Éther méthylbromhydrique.	C^2H^3Br	4 »
Éther métyliodhydrique.	C^2H^3I	4 »
Éther méthylcyanhydrique.	C^2H^3Cy	4 »
Éther méthylsulfocyanhydrique.	C^2H^3SCy	4 »

Éthers composés.

Alcools.

Alcool méthylique, ou esprit de bois.	C^2H^3O,HO	4 vol.
Alcool méthylsulfhydrique.	C^2H^3S,HS	4 »
Alcool méthylplombique.	C^2H^3S,PbS	
Alcool méthylmercurique.	C^2H^3S,Hg^2S.	

Éthers composés proprement dits.

Formule générale (A représentant l'acide). . .	$C^2H^3O.A$	2 ou 4 vol.
Éther méthylbiborique.	$C^2H^3O,2BO^3$	
Éther triméthylborique.	$3C^2H^3O,BO^3$	4 vol.

Acides méthyliques.

Formule générale des acides méthyliques formés par les acides monobasiques A.	$(C^2H^3O+HO),2A$
Formule des acides méthyliques produits par les acides tribasiques, tels que $PhO^5,3HO$. .	$(C^2H^3O+2HO),PhO^5$.

Produits successifs dérivés de l'éther méthylique, C^2H^3O.

1° *Par voie d'oxydation.*

Éther méthylique.	C^2H^3O	2 vol.
Méthylal.	$(2C^2H^3O,C^2H^2O^2)$	4 »
. . . .		

Acide formique anhydre.	C^2HO^3	inconnu
reste combiné avec l'eau formée, et donne:		
Acide formique hydraté.	C^2HO^3,HO	4 vol.
mais correspondant à l'alcool méthylique.	C^2H^3O,HO	4 »

2° *Par l'action du chlore.*

Éther méthylique.	C^2H^3O	2 vol.
Éther méthylique monochloré.	C^2H^2ClO	2 »
Éther méthylique bichloré.	C^2HCl^2O	2 »
Éther méthylique perchloré.	C^2Cl^3O	4 »

Produits dérivés de l'éther méthylsulfhydrique, C^2H^3S,
par l'action du chlore.

Éther méthylsulfhydrique.	C^2H^3S	2 vol.
. . . .		
Éther méthylsulfhydrique perchloré.	C^2Cl^3S	

Produits dérivés de l'hydrogène protocarboné, C^2H^4,
ou de l'éther méthylchlorhydrique, C^2H^3Cl.
Par l'action du chlore.

Hydrogène protocarboné.	C^2H^4	4 vol.
Éther méthylchlorhydrique.	C^2H^3Cl	4 »
Éther méthylchlorhydrique monochloré. . . .	$C^2H^2Cl^2$	4 »
Éther méthylchlorhydrique bichloré, chloroforme.	C^2HCl^3	4 »
Éther méthylchlorhydrique perchloré.	C^2Cl^4	4 »

Produits dérivés de l'alcool méthylique, C^2H^3O,HO.
1° *Par l'action de l'oxygène.*

Alcool méthylique.	C^2H^3O,HO	4 vol.
. . . .		
Acide formique.	C^2HO^3,HO	4 »

2° *Par l'action du chlore.*

Produits inconnus.

Produits dérivés de l'alcool méthylique aqueux, $C^2H^3O,HO+HO$,
par l'action du chlore.

Acide formique. . . . . C^2HO^3,HO.

Un excès de chlore change l'acide formique, par action oxydante, en acide carbonique.

L'éther méthylique aqueux, C^2H^3O+2HO, donne les mêmes produits.

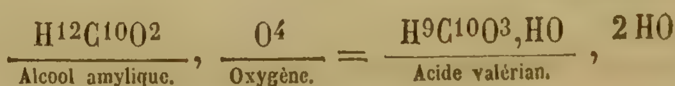
Produits dérivés des éthers méthyliques composés, *par l'action du chlore.*

Sur l'éther méthyloxalique.	C^2H^3O,C^2O^3
Éther méthyloxalique bichloré.	C^2HCl^2O,C^2O^3
Éther méthyloxalique perchloré.	C^2Cl^3O,C^2O^3
Sur l'éther méthylacétique.	$C^2H^3O,C^4H^3O^3$
Éther méthylacétique bichloré.	$C^2HCl^2O,C^4H^3O^3$
Éther méthylchloracétique perchloré.	$C^2Cl^3O,C^4Cl^3O^3$
Sur l'éther méthylformique.	C^2H^3O,C^2HO^3
Éther méthylformique bichloré.	C^2HCl^2O,C^2HO^3
Éther méthylchloroformique perchloré. . . .	C^2Cl^3O,C^2ClO^3

DE L'ALCOOL AMYLIQUE. $H^{12}C^{10}O^2$ (HUILE ESSENTIELLE DE POMME DE TERRE).

Lorsqu'on distille l'eau-de-vie de marc ou bien les liqueurs produites par l'action d'un ferment sur la fécule de pomme de terre ou sur certains céréales, on obtient un liquide spiritueux, parfaitement analogue à l'alcool, auquel on donne le nom d'*alcool amylique.*

Il est liquide, huileux, incolore, d'une odeur nauséabonde caractéristique, d'une saveur âcre et brûlante, d'une densité de 0,818 à 15°. Il tache le papier, à la manière des huiles essentielles, mais la tache disparaît promptement à l'air dès qu'il est volatilisé. Il bout à 132°, et la densité de sa vapeur est 3,15; son équivalent correspond par conséquent à 4 volumes. Il se solidifie en feuillets cristallisés à—20°. Il brûle à l'air quand on approche de lui un corps en ignition, pourvu que sa température ait été préalablement portée à 50° ou 60°. Il dissout le soufre, le phosphore et l'iode. Il est à peine soluble dans l'eau. L'alcool et l'éther le dissolvent en toutes proportions. Le *chlore* agit vivement sur lui, et donne le *chloramylal,* $H^{17}C^{20}Cl^3O^4$. Les corps oxydants, tels que l'air, l'oxygène, sous l'influence du noir de platine, les acides azotique et chlorique, le transforment en acide *valérianique.*



$$\underbrace{H^{12}C^{10}O^2}_{\text{Alcool amylique.}},\ \underbrace{O^4}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{H^9C^{10}O^3,HO}_{\text{Acide valérian.}},\ 2\,HO$$

Lorsqu'on agite l'alcool amylique avec de l'acide sulfurique concentré, on forme de l'acide sulfamylique $= H^{11}C^{10}O,2SO^3$, véritable acide amylique (éthéramylique acide), correspondant aux éthers acides obtenus avec l'alcool vinique et méthylique. Si l'on a employé un excès d'acide

sulfurique, on produit l'*amylène,* $H^{10}C^{10}$, qui est à l'alcool amylique ce que le bicarbure d'hydrogène, H^4C^4, est à l'alcool vinique (voy. p. 128). Il est à remarquer que, dans aucun cas, l'alcool amylique et l'acide sulfurique ne fournissent directement de l'*éther amylique,* tandis que les alcools vinique et méthylique en donnent. On verra plus bas que si l'on veut préparer de l'*éther amylique neutre,* il faut recourir à une autre réaction. Les acides phosphorique, fluoborique, fluosilicique concentrés, et le chlorure de zinc, agissent comme l'acide sulfurique en excès et donnent de l'*amylène.* Chauffé au rouge sombre avec de la chaux potassée, il fournit une grande quantité de *propylène* gazeux.

Le bichlorure d'étain forme, avec l'alcool amylique, un composé cristallin, décomposable par l'eau.

Préparation. A la fin de la distillation des eaux-de-vie de fécule, il passe une eau laiteuse, laquelle, étant abandonnée à elle-même, fournit une huile qui vient nager à la surface; si on la chauffe jusqu'à 132° et qu'on la maintienne bouillante pendant quelque temps, l'*alcool amylique* distillera vers la fin de l'opération; il ne s'agira plus que de le purifier, en le distillant à plusieurs reprises et en fractionnant les produits; on ne considérera comme de l'alcool *amylique* que celui de ces produits qui entrera en ébullition à 132°.

De l'amylène. $H^{10}C^{10}$.

Il est liquide, incolore, et bout à 39°. La densité de sa vapeur est de 2,45; son équivalent correspond à 4 volumes de vapeur, comme celui du bicarbure d'hydrogène gazeux. Si on le distille plusieurs fois de suite sur du chlorure de zinc, on obtient le *paramylène,* $H^{20}C^{20}$, et le *métamylène,* $H^{40}C^{40}$, c'est-à-dire deux produits isomères entre eux et avec l'amylène. Le *paramylène* est huileux, d'une odeur d'essence de térébenthine, et bout à 160°; sa densité de vapeur est 4,9, c'est-à-dire le double de celle de l'amylène, ce qui a déterminé à doubler la formule. Le *métamylène,* d'une odeur aromatique, ne bout qu'à 300°; sa densité de vapeur est à peu près 9,48.

En traitant le chloroxycarbonate d'amylène par l'ammoniaque, on obtient des cristaux d'*amyluréthane,* $H^{13}C^{12}AzO^4$, fusibles à 60°, solubles dans l'alcool, l'éther et l'eau bouillante. Distillée avec la baryte, l'amyluréthane se décompose en ammoniaque, en acide carbonique et en alcool amylique.

Préparation. On obtient l'*amylène* en faisant agir sur l'alcool amylique, $H^{12}C^{10}O^2$, tous les corps avides d'eau, qui, en lui prenant deux équi-

valents d'oxygène et deux d'hydrogène, le ramènent à l'état d'amylène, $H^{10}C^{10}$; les acides sulfurique, phosphorique, fluoborique, fluosilicique très-concentrés, sont dans ce cas; il en est de même du chlorure de zinc. On chauffe dans une cornue de l'alcool *amylique* avec une dissolution de chlorure de zinc marquant 70° à l'aréomètre; la température s'élève, et on agite jusqu'à ce que l'alcool soit dissous; on distille; l'amylène vient dans le ballon; on ne recueille que la partie la plus volatile, laquelle, agitée de nouveau à plusieurs reprises avec de l'acide sulfurique concentré et soumise à une dernière distillation, fournit l'amylène. Les derniers produits de cette distillation contiendraient du *paramylène* et du *metamylène*.

ACTION DES ACIDES ET DES CORPS OXYDANTS SUR L'ALCOOL AMYLIQUE.

En agissant sur l'alcool amylique, les acides donnent naissance à des éthers, comme cela a lieu avec les alcools vinique et méthylique.

Les corps oxydants le transforment en *aldéhyde* amylique, et en acide *amylique* ou *valérianique*.

DES ÉTHERS SIMPLES OU DU PREMIER GENRE.

Ces éthers sont l'éther *amylique* et les éthers préparés avec un hydracide, tels que l'éther *amylchlorhydrique, amyliodhydrique, amylcyanhydrique,* et *amylsulfhydrique.*

De l'éther amylique. $H^{11}C^{10}O$.

Il est liquide, incolore, d'une odeur agréable, et bout à 110°. On ne peut pas l'obtenir en traitant l'alcool amylique par l'acide sulfurique; pour le préparer, on fait agir une dissolution alcoolique de potasse sur l'éther *amylchlorhydrique.*

De l'éther amylchlorhydrique. $H^{11}C^{10}Cl$.

Il est liquide, incolore, d'une odeur aromatique; il bout à 102°. Le *chlore,* sous l'influence des rayons solaires, finit par le transformer en

un composé chloré $= H^3C^{10}Cl^9$. On l'obtient en faisant agir le perchlorure de phosphore sur l'alcool amylique.

De l'éther amyliodhydrique. $H^{11}C^{10}I$.

Il est liquide. On l'obtient en faisant réagir à une douce chaleur, et en distillant un mélange de 15 parties d'alcool amylique, de 8 parties d'iode, et de 1 partie de phosphore.

De l'éther amylcyanhydrique. $H^{11}C^{10}Cy$.

Il est huileux, très-fluide, d'une densité de 0,8061. Il bout à 146°, et donne, par l'action d'une dissolution de potasse bouillante, du caproate de potasse et de l'ammoniaque. On l'obtient en distillant une dissolution concentrée de sulfamylate de chaux et de cyanure de potassium.

De l'éther amylsulfhydrique. $H^{11}C^{10}S$.

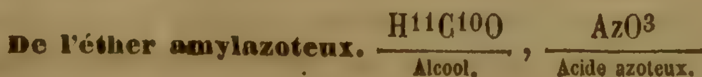
Il est liquide, incolore, d'une odeur très-désagréable, qui rappelle celle de l'oignon. Il bout à 206°. On l'obtient en chauffant en vases clos de l'éther amylchlorhydrique et du monosulfure de potassium.

DES ÉTHERS COMPOSÉS OU DU DEUXIÈME GENRE.

Ces éthers sont neutres ou acides ; ils sont formés d'alcool amylique et d'un oxacide.

DES ÉTHERS COMPOSÉS NEUTRES.

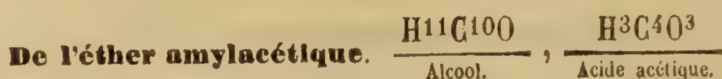
Ces éthers sont l'éther *amylazoteux*, l'éther *amylacétique*, l'éther *amylbenzoïque*, et l'éther *amyloxalique*. Ils sont formés d'alcool amylique et d'un oxacide.



De l'éther amylazoteux. $\underbrace{H^{11}C^{10}O}_{\text{Alcool.}}, \underbrace{AzO^3}_{\text{Acide azoteux.}}$

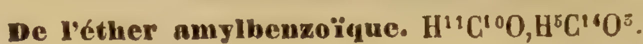
Il est liquide, jaune pâle, et bout à 96°. On l'obtient soit en faisant arriver dans l'alcool amylique les vapeurs nitreuses qui se dégagent

lorsqu'on traite l'amidon par l'acide azotique, soit par l'action directe de l'acide azotique sur l'alcool amylique.



De l'éther amylacétique. $\frac{H^{11}C^{10}O}{\text{Alcool.}}$, $\frac{H^{3}C^{4}O^{3}}{\text{Acide acétique.}}$

Il est liquide, incolore, transparent, d'une odeur aromatique, bouillant à 125°. On l'obtient en distillant 1 partie d'alcool amylique, 2 parties d'acétate de potasse, et 1 partie d'acide sulfurique concentré.



De l'éther amylbenzoïque. $H^{11}C^{10}O,H^{5}C^{14}O^{3}$.

Il est liquide et bout entre 252° et 254°. On l'obtient en distillant 1 partie d'alcool amylique et 2 parties d'acide sulfurique avec du benzoate de potasse.



De l'éther amyloxalique. $H^{11}C^{10}O,C^{2}O^{3}$.

Il est liquide, bouillant à 260°, exerçant la rotation vers la droite, en sens inverse de l'alcool amylique. Traité par l'ammoniaque liquide, il donne de l'*oxamide*, tandis qu'il fournit de l'éther *amyloxamique*, $H^{11}C^{10}O,H^{2}C^{4}AzO^{5}$, si l'on fait passer du gaz ammoniac à travers un *solutum* d'éther amyloxalique dans de l'alcool absolu. On obtient l'éther amyloxalique en distillant un mélange d'alcool amylique et d'acide oxalique.

DES ÉTHERS COMPOSÉS ACIDES (*acides amyliques*).

Ces éthers sont l'éther *amylbisulfurique, amylbiborique* et *amylbioxalique.*



De l'éther amylbisulfurique. $H^{11}C^{10}O,2SO^{3},HO$.

Il cristallise difficilement et se décompose par l'ébullition en acide sulfurique et en alcool amylique. On l'obtient en traitant parties égales d'alcool amylique et d'acide sulfurique concentré; on sature par du carbonate de baryte, qui forme du sulfate de baryte insoluble et de l'amylbisulfate de baryte soluble; on décompose celui-ci par l'acide sulfurique; il se dépose de sulfate de baryte, tandis que l'acide amylbisulfurique reste dans la liqueur.

De l'éther amylbiborique. $H^{11}C^{10}O,2BO^3$.

Il est solide; à 120° il offre une consistance visqueuse, analogue à celle du verre en fusion pâteuse; alors il peut s'étirer en longs fils. Il n'est point décomposé à 300°. Il brûle avec une flamme verte, quand on l'approche d'un corps en ignition. Il est décomposé par l'eau. On l'obtient en faisant agir de l'acide borique fondu et finement pulvérisé sur de l'alcool amylique. Si l'on substituait le chlorure de bore gazeux à l'acide borique, on produirait un liquide huileux, bouillant à 275°, désigné sous le nom d'éther *amyltriborique* $=3H^{11}C^{10}O,BO^3$ (Ebelmen et Bouquet).

De l'éther amylbioxalique. $H^{11}C^{10}O,2C^2O^3$.

On obtient l'amylbioxalate de chaux en chauffant l'alcool amylique avec de l'acide oxalique, et en saturant la liqueur par du carbonate de chaux.

On connaît encore un éther *triamylsilicique* liquide, $3H^{11}C^{10}O,SiO^3$, bouillant entre 320° et 340°. On l'obtient en distillant de l'alcool amylique et du chlorure de silicium.

ACTION DES CORPS OXYDANTS SUR L'ALCOOL AMYLIQUE.

Les produits de cette action sont l'*aldéhyde* amylique, $H^{10}C^{10}O^2$, et l'acide amylique ou valérianique, $H^9C^{10}O^3,HO$. Je ferai l'histoire de ce dernier corps en parlant des acides.

L'*aldéhyde* est liquide, incolore, d'une saveur brûlante, d'une odeur pénétrante, d'une densité de 0,820, insoluble dans l'eau, soluble en toute proportion dans l'alcool, dans l'éther, et dans les huiles essentielles. Il est combustible. Les corps oxydants le font passer à l'état d'acide valérianique. On l'obtient en distillant à feu nu le valérianate de baryte. On l'a aussi désigné sous les noms de *valéral, valérone.*

DE L'ÉTHAL (ALCOOL ÉTHALIQUE). $H^{34}C^{32}O$.

L'éthal a été ainsi nommé à cause de son analogie avec l'alcool et l'éther (premières syllabes des mots *éther* et *alcool*).

L'éthal est un corps solide, blanc nacré, pouvant cristalliser en lames brillantes fusibles à 48°. Il distille sans altération. Il est insoluble dans l'eau, soluble à chaud dans l'alcool et dans l'éther. L'acide azotique le décompose. Chauffé avec l'acide sulfurique concentré, il donne, si l'on agite fréquemment, un mélange d'acide sulfurique et d'acide *sulféthalique,* $H^{33}C^{32},O,HO, 2SO^3$, qui est à l'éthal ce que l'acide sulfovinique est à l'alcool.

Lorsqu'on chauffe de l'éthal avec l'acide phosphorique anhydre, on obtient un liquide oléagineux, incolore, qui représente l'éthal moins 2 équival. d'eau, c'est-à-dire le *cétène* (carbure d'hydrogène) $= H^{32}C^{32}$; c'est l'analogue du gaz oléfiant, dans la série vinique.

Quand on chauffe volumes égaux d'éthal et de perchlorure de phosphore, il se forme de l'acide chlorhydrique, puis du protochlorure de phosphore, puis du perchlorure, et enfin un corps huileux, $H^{33}C^{32}Cl$, que l'on peut considérer comme l'éther chlorhydrique de l'*alcool éthalique.*

En chauffant l'éthal avec 5 ou 6 fois son poids de chaux potassée, jusqu'à 210° ou 220°, on obtient de l'hydrogène et de l'acide *éthalique;* ce dernier est à l'alcool éthalique ce que l'acide acétique est à l'alcool vinique.

L'éthal, dissous dans du sulfure de carbone, et additionné d'hydrate de potasse et d'alcool, fournit de l'éthaloxanthate de potasse $= KO, H^{33}C^{32}O, 2CS$.

Préparation. On obtient l'éthal en fondant 2 parties de blanc de baleine avec 1 partie de potasse caustique en petits fragments et en agitant; il se produit de l'éthalate de potasse et de l'éthal; on traite la masse par de l'eau bouillante additionnée d'acide chlorhydrique; l'acide éthalique et l'éthal viennent à la surface sous forme d'une couche huileuse. On décante celle-ci, et on la traite par la potasse; on sature par l'acide chlorhydrique, qui donne de nouveau une matière huileuse contenant de l'acide éthalique et de l'éthal; on chauffe cette matière avec de la chaux hydratée, qui s'empare de l'acide et laisse l'éthal. On dissout celui-ci dans l'alcool bouillant; on distille pour chasser cet alcool, puis on fait dissoudre l'*éthal* dans l'éther, et on le fait cristalliser en évaporant l'éther.

Acide éthalique (*palmitique*), $H^{31}C^{32}O^3, HO$. — Il fond vers 60° et cristallise par refroidissement en aiguilles brillantes; il est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Chauffé en vases clos, il est en partie sublimé, en partie décomposé. Les sels qu'il forme avec les bases ont pour formule $MO, H^{31}C^{32}O^3$. Il existe dans l'huile de palme, seul ou combiné à la glycérine. Exposé à l'air pendant long-

temps, à une température de 250 à 300°, il perd 2 équivalents d'hydrogène et 2 de carbone, et constitue l'acide *palmitonique*. On obtient l'acide éthalique en décomposant l'éthalate de baryte par l'acide chlorhydrique, qui s'empare de la baryte, tandis que l'acide éthalique se précipite; quant à l'éthalate de baryte, on le prépare comme je l'ai dit en parlant de la préparation de l'éthal, si ce n'est que l'on substitue la baryte en dissolution à la chaux. On peut aussi l'obtenir en transformant l'huile de palme en éthalate de potasse au moyen de la potasse, et en décomposant cet éthalate par l'acide tartrique ou chlorhydrique.

DES HUILES ESSENTIELLES.

Parmi les huiles essentielles ou essences, il en est qui existent naturellement dans une foule de végétaux aromatiques, tels que la lavande, la rose, le thym, etc.; d'autres sont le résultat d'une métamorphose qu'éprouvent deux ou plusieurs principes des végétaux par le contact de l'eau : telles sont les essences d'amandes amères, de moutarde noire, et toutes les matières volatiles et odorantes produites par la fermentation ou la putréfaction des substances organiques, comme, par exemple, l'huile extraite de la petite centaurée après sa fermentation dans l'eau; il en est enfin qui se développent sous l'influence d'une action chimique : ainsi la salicine, traitée par l'acide sulfurique et le bichromate de potasse, produit une huile analogue à celle de la reine des prés.

Les essences sont en général liquides, cependant il y en a de solides: elles sont incolores ou légèrement colorées, d'une odeur plus ou moins agréable, mais forte, et variant pour chacune d'elles, d'une saveur aromatique, âcre et brûlante, plus pesantes ou plus légères que l'eau.

Soumises à l'action de la chaleur, les essences entrent en ébullition, et si elles sont pures, elles se volatilisent sans laisser de résidu, le plus souvent à une température qui varie entre 100° et 200°. A l'approche d'un corps en combustion, elles prennent feu et brûlent avec une flamme fuligineuse, en répandant beaucoup de fumée.

Lorsqu'on fait passer les huiles essentielles à travers un tube de porcelaine porté au rouge, elles déposent souvent du charbon ; quand elles contiennent de l'oxygène, il se forme de l'eau et d'autres produits accidentels. Si elles ne renferment que du carbone et de l'hydrogène, elles se dédoublent ordinairement en donnant un produit gazeux et un corps liquide dont la composition est isométrique avec celle de l'essence primitive, mais dont la molécule est beaucoup plus lourde.

Par l'action du froid, elles cristallisent en totalité, ou bien se sépa-

rent en un corps liquide et en un autre qui conserve un état cristallin.

Au contact de l'air, les essences absorbent l'oxygène, dégagent de l'acide carbonique, et se transforment en des produits analogues aux résines; quelques-unes, selon M. Bizio, fournissent aussi de l'acide acétique. L'odeur des essences paraît être intimement liée à l'action que l'air leur fait subir; car l'on a remarqué que celles qui sentent le plus fort sont précisément celles qui s'oxydent le plus rapidement; tandis que d'autres essences, distillées dans le vide sur de la chaux, perdent toute leur odeur, pour la reprendre aussitôt qu'on les expose à l'air.

Parmi les corps non métalliques, il n'est guère que le phosphore et le soufre qui puissent se dissoudre dans les essences; l'iode, le brome et le chlore, au contraire, les décomposent d'une manière brusque.

L'acide sulfurique concentré et tous ses analogues altèrent les essences; ils en séparent souvent l'eau qui s'y trouve toute formée ou bien ils déterminent la formation de ce liquide, de manière à mettre en liberté pour certaines d'entre elles un radical qui, le plus ordinairement, est un carbure d'hydrogène.

L'acide chlorhydrique est absorbé par certaines essences, qui constituent alors des corps solides, blancs et cristallisés, connus sous le nom de camphres artificiels.

L'acide azotique les transforme en une matière comme résineuse qui a été fort peu examinée. Si les proportions d'acide et d'essence sont assez considérables, l'essence s'enflamme avec une sorte d'explosion; cette inflammation subite a lieu plus facilement avec un mélange d'acides azotique et sulfurique, ou seulement avec l'acide azotique concentré et fumant. Lorsque l'acide, au contraire, est étendu d'eau, il donne naissance à des acides particuliers : c'est ainsi que l'essence d'anis fournit de l'acide anisique.

Les oxydes alcalins décomposent plusieurs essences et se combinent avec d'autres, tandis que les oxydes de cuivre, de plomb, etc., chauffés avec certaines essences, comme celles de térébenthine, de romarin ou de lavande, sont réduits et ramenés à l'état métallique; dans ce cas, il se forme de l'eau qui se dégage abondamment pendant toute la réaction.

Les essences sont en général solubles presque en toute proportion dans l'alcool, dans l'éther et dans les huiles grasse; c'est surtout aux dissolutions des essences dans l'alcool que l'on donne le nom d'*esprits* ou d'*alcoolats*.

L'*eau* n'exerce qu'une action dissolvante très-faible sur les huiles volatiles; toutefois cette dissolution est assez marquée pour offrir l'odeur

le l'essence et quelques-unes de ses propriétés. Les eaux aromatiques ne sont que des eaux tenant des huiles essentielles en dissolution.

La composition des huiles essentielles est très-variable ; quelques-unes ne renferment que du carbone et de l'hydrogène : telles sont les essences de térébenthine, de citron, etc.; d'autres contiennent en outre de l'oxygène ; il en est enfin dans lesquelles, outre ces trois éléments, il existe de l'azote et du soufre ; d'où il suit que, sous le rapport de la composition, les essences peuvent être divisées en trois groupes :

1° Essences hydrocarburées, 2° essences oxygénées, 3° essences azotées et sulfurées.

Les huiles volatiles sont presque toujours contenues dans des organes spéciaux, qui sont ou des vaisseaux particuliers ou de petites glandes ; c'est ainsi qu'on les trouve dans le péricarpe de quelques fruits, dans les fleurs, les feuilles, les tiges, les écorces et les racines.

On les extrait le plus généralement en distillant avec de l'eau les parties des végétaux qui les fournissent, ou par simple expression, ainsi que cela a lieu pour les péricarpes du citron, du cédrat, de la bergamote, etc., qui contiennent ces huiles dans des vaisseaux propres et en assez grande quantité pour qu'il suffise de les comprimer un peu fortement entre des plaques de verre ou de métal pour en faire sortir presqu'à l'état de pureté toute l'huile qu'ils renferment.

Celles que l'on obtient par distillation se préparent ainsi qu'il suit : on introduit dans la cucurbite d'un alambic la partie de la plante contenant l'huile ; on ajoute de l'eau et on chauffe ; l'eau et l'huile essentielle se volatilisent et viennent se condenser dans un récipient d'une forme particulière (pl. 4, fig. 2), connu sous le nom de *récipient florentin*. Aussitôt que l'eau arrive au niveau *B C*, elle s'écoule par l'anse *D E*, tandis que l'huile reste au-dessus de *B C*. Lorsque l'opération est terminée, que l'eau passe sans odeur, on sépare l'huile de l'eau en versant le produit de la distillation dans un entonnoir dont on bouche le bec avec le doigt ; bientôt après l'huile vient à la surface ; alors on retire le doigt pour laisser écouler l'eau qui sort la première ; ce liquide contient une portion d'huile en dissolution, et porte le nom d'*eau aromatique distillée*. M. Raybaud recommande, si l'on veut avoir des essences suaves, d'employer beaucoup d'eau pour distiller, et de ne jamais se servir, comme on le conseille, d'eau aromatique déjà saturée de l'huile que l'on veut extraire ; il pense aussi qu'il serait avantageux de séparer les divers produits que l'on obtient, les premières parties distillées étant toujours plus agréables (voyez son mémoire et les nom-

breux tableaux qui l'accompagnent, dans le numéro d'août 1834 du *Journal de pharmacie*).

M. Soubeiran, dans la préparation, par distillation, des essences et des eaux aromatiques, emploie un bain-marie plongeant dans l'eau de la cucurbite de l'alambic; par une tubulure fixée sur le collet de cette cucurbite, on fait arriver au fond du bain-marie un courant de vapeur d'eau qui, par un tube conducteur, débouche au milieu et sous une grille sur laquelle on place les fleurs à distiller; de cette manière, les parties végétales, n'étant pas en contact direct avec le feu, et ne subissant jamais l'action d'une température qui excède 100°, n'éprouvent aucune autre altération, tandis que la chaleur est assez considérable pour volatiliser avec la vapeur d'eau toute l'huile essentielle. Ce procédé a l'avantage de fournir des produits plus purs et plus suaves que tous les autres.

Les huiles essentielles qui sont extrêmement fugaces, telles que l'huile de jasmin, de lis, de violette, se préparent par le procédé suivant : on imbibe d'huile d'olives un drap de laine blanche, sur lequel on met une couche de fleurs aromatiques récemment cueillies; on recouvre cette couche d'un autre drap de la même étoffe également imprégné d'huile grasse; on dispose ainsi successivement des fleurs et des morceaux de drap, jusqu'à ce que la boîte de fer-blanc qui les contient en soit remplie. L'huile d'olives absorbe l'huile essentielle des fleurs. Lorsqu'au bout de vingt-quatre heures, celles-ci sont épuisées, on les remplace par d'autres, et on les renouvelle jusqu'à ce que l'huile fixe soit saturée d'huile volatile; à cette époque, on exprime les morceaux de drap dans l'alcool, qui s'empare de l'huile essentielle; on distille ce liquide au bain-marie, et l'on obtient dans le récipient de l'alcool saturé de l'huile aromatique du jasmin, du lis, etc. : on lui donne le nom d'*essence*.

Huiles essentielles considérées sous le rapport médical. Ces huiles peuvent être administrées toutes les fois que les sudorifiques, les toniques et les stimulants, sont indiqués; celles d'anis, de fenouil, de lavande, de romarin, de menthe poivrée, de pouliot, de cannelle, de macis, de gérofle, de térébenthine, de genièvre, etc., s'emploient à la dose de 4, 6 ou 10 gouttes sur du sucre, ou sous forme de pastilles, ou dans des potions antispasmodiques. Les huiles essentielles sont encore administrées avec de l'eau : ainsi les eaux distillées aromatiques font presque toujours la base des potions antispasmodiques, et constituent des tisanes excessivement utiles dans une multitude d'affections nerveuses; on emploie plus particulièrement les eaux distillées de fleurs

oranger, de rose, de mélisse, de menthe poivrée, de lavande, de tilul, etc.; quelquefois aussi on fait prendre les huiles volatiles dissoutes ıns l'alcool, sous le nom d'*eaux spiritueuses*.

DES ESSENCES HYDROCARBURÉES.

Ces essences, composées d'hydrogène et de carbone, sont plus légères ıe l'eau; la plupart d'entre elles contiennent l'hydrogène et le carbone ıns le rapport de 4 : 5, et leur formule est H^4C^5. Elles ont une telle obilité de constitution qu'il suffit souvent de les distiller ou de les ›mbiner avec certains corps dont on les sépare ensuite pour modifier ur composition.

Essence de térébenthine ou térébenthène. $H^{16}C^{20}$.

L'*essence de térébenthine* existe toute formée dans un produit visqueux ui découle de l'écorce de plusieurs arbres du genre *pinus*. On l'obtient ı distillant la térébenthine fournie par le *pinus maritima* (térébenthine e Bordeaux) : l'huile volatile passe dans le récipient avec l'eau qu'elle ırnage, et il reste dans l'alambic une substance solide, friable, connue ›us le nom de résine. L'essence ainsi obtenue et telle que la fournit le ›mmerce contient toujours une certaine quantité de résine provenant e l'action de l'air sur elle; il faut, pour l'avoir pure, la distiller *avec e l'eau*, la dessécher en la laissant pendant quelque temps sur du chloure de calcium, puis la distiller de nouveau à *sec*, en évitant autant ue possible le contact de l'air.

Elle est incolore, très-fluide, d'une odeur forte et pénétrante, d'une aveur âcre et brûlante; sa densité est de 0,875 à 0°; elle bout à 150°; a densité de sa vapeur est de 4,760, nombre qui correspond à la fornule $H^{16}C^{20}$. Elle dévie à gauche les rayons de lumière polarisée.

Soumise à l'action de la chaleur rouge dans un tube de porcelaine, lle dépose un charbon très-brillant, en même temps qu'elle dégage bondamment un gaz hydrocarburé. Si la chaleur n'est pas très-considérable, elle ne fait que se dédoubler en des produits qui lui sont isonères. Elle brûle avec une lumière éclatante en répandant beaucoup de umée, quand on l'approche d'un corps en ignition. Soumise à l'action lu froid, surtout lorsqu'elle est ancienne, elle dépose une matière crisalline blanche, qui n'est qu'un hydrate de l'essence elle-même, contenant 2 ou 6 équivalents d'eau.

A froid, elle absorbe une quantité notable de l'oxygène de l'*air*, et se

transforme en une résine, sorte de colophane, qui durcit peu à peu; il se produit aussi un peu d'acide formique.

Elle est insoluble dans l'eau, quoiqu'elle lui communique son odeur; on peut obtenir quatre hydrates contenant 1, 2, 4 ou 6 équivalents d'eau. Elle est soluble dans l'alcool et dans l'éther concentrés, car l'alcool à 0,84 n'en dissout que 13 ½ pour 100. Les huiles grasses et les graisses se mélangent avec elle presque en toutes proportions.

Le chlore agit sur l'essence de térébenthine avec tant d'énergie, que si l'on en projette quelques gouttes dans un flacon plein de ce gaz, le mélange prend feu avec une sorte d'explosion; il se dégage de l'acide chlorhydrique et il se forme un corps chloré par substitution d'une certaine quantité d'hydrogène = $H^{12} C^{20} Cl^4$, auquel on a donné le nom de *chlorocamphène* ou de *térébenthène quadrichloré*.

L'iode et le brome réagissent sur cette huile d'une manière analogue. Elle dissout moitié de son poids de soufre; le phosphore y est également soluble.

Lorsqu'on mélange très-lentement l'essence de térébenthine refroidie avec $1/20$ environ de son poids d'acide sulfurique, elle devient d'un rouge foncé et visqueuse. Si l'on soumet ce mélange à la distillation, on obtient d'abord un liquide désigné sous le nom de *terébène*, $H^{16} C^{20}$. Lorsque ce corps a cessé de distiller, si l'on chauffe plus fortement, il distille un autre liquide, qui est le *colophène*.

Ces corps ont été étudiés dans leurs combinaisons avec le chlore, le brome et l'iode, etc., par M. Deville (voir Carbures d'hydrogène et *Ann. de chim. et de phys.*, t. LXXV, pag. 37).

L'acide azotique chauffé avec l'essence de térébenthine donne naissance à de l'acide oxalique, à de l'acide cyanhydrique, à de l'ammoniaque, à trois matières résineuses particulières, et à quatre acides que l'on a désignés sous les noms d'acides *térébique, térébenzique, terephtalique* et *téréchrisique* (Rabourdin, Broméis et Caillot).

Un mélange d'acides azotique et sulfurique versé sur cette essence l'enflamme aussitôt, et il y a projection de la matière.

Lorsqu'on fait passer à travers de l'essence de térébenthine refroidie un courant de gaz chlorhydrique, on obtient deux produits, l'un *liquide*, et l'autre *solide*, qui sont de vrais chlorhydrates d'essence de térébenthine, $H^{16} C^{20}, HCl$. Le corps solide, désigné sous le nom de *camphre artificiel*, est blanc, cristallin, et susceptible d'être sublimé sans altération. Il brûle avec une flamme verte sur les bords, en dégageant des vapeurs d'acide chlorhydrique. Il dérive à gauche le plan de polarisation. Chauffé au rouge avec de la chaux vive, il donne du *camphylène*,

rbure d'hydrogène liquide qui n'exerce pas d'action sur la lumière
larisee.

Les *cônes du pin* fournissent de l'essence de térébenthine que l'on a
ıelquefois désignée sous le nom d'huile de *templier*.

De l'essence de sabine. $H^{16}C^{20}$.

L'*essence de sabine,* extraite du *juniperus sabina,* est incolore, fluide,
une odeur repoussante, d'une saveur âcre et amère, d'une densité de
,915. On l'emploie comme diurétique, cependant il ne faut l'adminis-
er qu'avec précaution.

De l'essence d'élémi. $H^{8}C^{10}$.

L'*essence d'élémi,* obtenue en distillant avec de l'eau la résine d'*amyris
emifera,* est incolore, d'une saveur âcre, d'une densité de 0,852, bouil-
ınt entre 166° et 174°. Elle brûle avec une flamme fuligineuse. Elle
roduit avec le gaz chlorhydrique deux camphres artificiels qui ont
our formule $H^{8}C^{10}$, HCl.

De l'essence de styrax. $H^{6}C^{12}$.

L'*essence de styrax,* provenant de la distillation du styrax liquide avec
e l'eau, est limpide, et possède la même odeur que le styrax. Elle au-
ait, d'après M. Simon, qui a proposé de lui donner le nom de *styrole,*
ne composition semblable à celle de la benzine.

De l'essence de citron. $H^{8}C^{10}$.

L'*essence de citron* provient de l'expression du péricarpe de citron,
itrus medica. Par la distillation avec de l'eau, on la sépare des matières
trangères qu'elle pourrait avoir entraînées; alors elle est limpide,
rès-fluide, d'une odeur de citron très-agréable; si, pendant cette dis-
illation, on recueille le premier produit, on trouve qu'il bout à 165°
t que sa densité est de 0,48, tandis que la seconde portion ne bout plus
qu'à 175° et au delà, et que sa densité devient 0,85. L'essence de citron
se comporte avec les divers réactifs comme l'essence de térébenthine.
Elle dévie à droite le plan de polarisation. Elle produit aussi, avec l'a-
cide chlorhydrique, deux combinaisons, dont l'une est *liquide* et l'autre

solide, connues sous le nom de *camphre artificiel d'essence de citron*, cependant ces corps diffèrent de ceux que fournit l'essence de térébenthine, en ce qu'ils contiennent deux fois autant d'acide chlorhydrique, $H^8C^{10},2HCl$. Lorsqu'on fait passer celui qui est solide sur de la chaux hydratée chauffée à 180°, il se fait du chlorure de calcium et une huile isomère de l'essence de citron, appelée *citrène*. De même, lorsque le camphre *liquide* de citron est soumis à l'action de la chaux hydratée portée au rouge, il donne un liquide qui a reçu le nom de *citrilène* (voyez le groupe des *carbures d'hydrogène*).

L'*essence de cédrat* ne diffère que par une odeur plus agréable de l'essence de citron.

L'*essence de Portugal* ou d'écorces d'oranges, *citrus aurantium*, n'en diffère également que par l'odeur ; sa densité cependant est de 0,83 ; elle bout à 180°, et donne aussi des combinaisons analogues à celles de l'essence de citron.

De l'essence de néroli ou de fleurs d'oranger. $H^{16}C^{20}$.

L'*essence de néroli* ou de fleurs d'oranger s'obtient en distillant les fleurs d'oranger avec de l'eau. Récemment préparée, elle est incolore ; mais elle rougit bientôt à la lumière. D'après MM. Soubeiran et Capitaine, elle contiendrait deux huiles, dont l'une a une odeur très-agréable et se trouve en grande quantité dans l'eau distillée, tandis que l'autre est presque insoluble dans l'eau et n'existe que dans l'essence. Les acides azotique et sulfurique colorent cette essence en jaune brun, et détruisent son odeur. Doebereiner dit qu'il se produit un acide particulier quand elle est mise en contact avec le noir de platine.

De l'essence de copahu. H^8C^{10}.

L'*essence de copahu* est obtenue en distillant le baume de copahu, *balsamum copaifera*, avec de l'eau, et en rectifiant le produit. Elle est limpide, d'une odeur du baume lui-même et d'une densité de 0,878 ; elle bout à 245° ; elle fait explosion avec l'acide azotique fumant, en produisant un corps cristallin, qui passe bientôt au jaune, au bleu et au vert. Elle donne, avec l'acide chlorhydrique, un camphre *solide*, H^8C^{10},HCl, cristallisable et fusible à 300°, et un autre camphre *liquide*. Elle se comporte avec les autres corps comme l'essence de térébenthine.

De l'essence de cubèbes. H^8C^{10}.

L'*essence de cubèbes* est incolore, d'une saveur camphrée et épicée, visqueuse, bouillant entre 250° et 260°, d'une densité de 0,929. Elle se décompose en partie quand on la distille seule; elle contient presque toujours un hydrate dont on a beaucoup de peine à la débarrasser, qui cristallise en rhomboèdres très-apparents, et qui a pour formule $H^8 C^{10} HO$. Elle donne aussi, avec l'acide chlorhydrique, un camphre cristallisé, fusible à 131°.

On doit encore ranger parmi les essences *hydrocarburées* l'essence de genièvre, $H^{16} C^{20}$, et l'essence d'*athamanta oreoselinum*, $H^{16} C^{20}$.

DES ESSENCES OXYGÉNÉES.

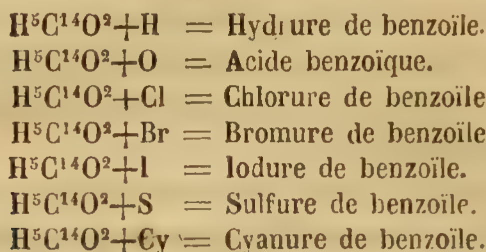
De l'essence d'amandes amères. $H^5C^{14}O^2,H$.

L'essence d'amandes amères n'existe pas toute formée dans ces amandes; elle est le résultat de la métamorphose qu'éprouvent deux corps particuliers sous l'influence d'une certaine quantité d'*eau:* l'un de ces principes existe dans les amandes amères, et porte le nom d'*amygdaline* (voy. ce mot); l'autre, appelé *émulsine* ou *synaptase*, fait partie de toutes les amandes, mais particulièrement des amandes douces dans lesquelles on ne trouve pas d'amygdaline: aussitôt que ces deux principes dissous dans l'eau sont en présence, ils réagissent l'un sur l'autre aux dépens de leurs propres éléments, et donnent, outre l'*essence d'amandes amères,* de l'acide cyanhydrique et du sucre cristallisable; il y a là une véritable fermentation *amygdaline*.

Cette essence doit être considérée comme l'*hydrure* d'un radical particulier, appelé *benzoïle,* $H^5 C^{14} O^2$, dont les réactions sont si bien connues et si simples, que son existence ne peut plus être niée, quoique cependant il n'ait jamais été isolé. La composition de l'huile d'amandes amères est par conséquent représentée par ce radical uni à un équivalent d'hydrogène, c'est-à-dire $H^5 C^{14} O^2, H = H^6 C^{14} O^2$.

L'essence d'amandes amères est liquide, incolore, quand elle est bien pure et récente, car, en vieillissant, elle jaunit un peu, d'une odeur d'amandes amères caractéristique et très-forte, d'une saveur âcre et brûlante, d'une densité de 1,043. Elle n'exerce pas de pouvoir rotatoire; elle bout à 176°; elle est soluble dans 30 parties d'eau, et en toutes proportions dans l'alcool et dans l'éther. Si on l'allume, elle brûle avec une flamme très-blanche et fuligineuse. Exposée à la chaleur rouge,

elle ne subit aucune altération ; en contact avec l'air ou avec l'oxygène, elle passe à l'état d'acide benzoïque, en absorbant un équivalent d'oxygène, $H^6C^{14}O^2, 2O = H^5C^{14}O^3, HO$. Le chlore, le brome, l'iode, le soufre et le cyanogène, s'unissent avec le benzoïle, et remplacent par équivalents égaux l'hydrogène de l'hydrure. On obtient ainsi :



$H^5C^{14}O^2 + H$ = Hydrure de benzoïle.
$H^5C^{14}O^2 + O$ = Acide benzoïque.
$H^5C^{14}O^2 + Cl$ = Chlorure de benzoïle.
$H^5C^{14}O^2 + Br$ = Bromure de benzoïle.
$H^5C^{14}O^2 + I$ = Iodure de benzoïle.
$H^5C^{14}O^2 + S$ = Sulfure de benzoïle.
$H^5C^{14}O^2 + Cy$ = Cyanure de benzoïle.

Par cette série de corps, on voit que le benzoïle, quoique d'une composition très-complexe, se combine à la manière d'un corps simple, et que l'admission de ce radical, tout hypothétique, est cependant un résultat de la plus haute importance pour la chimie organique, puisqu'elle fait rentrer des réactions d'abord si obscures sous les lois les plus simples de la chimie minérale.

Si l'on examine d'une manière plus spéciale l'action de ces divers corps sur l'essence d'amandes amères, on voit que lorsque 2 équivalents d'oxygène de l'*air* se combinent avec 2 équivalents d'hydrogène de l'essence, il en résulte de l'acide benzoïque, $H^5C^{14}O^3, HO$; cet acide est donc un dérivé de l'essence. Je ferai son histoire en parlant des acides.

Le *chlore* agit avec énergie sur cette essence, et donne de l'acide chlorhydrique et un liquide, $H^5C^{14}ClO^2$ (*essence d'amandes amères monochlorée*), incolore, d'une odeur forte, pénétrante, d'une densité de 1,106, bouillant à 195°, lequel, mis dans l'eau chaude, est décomposé en acides chlorhydrique et benzoïque.



$$\underbrace{H^5C^{14}ClO^2}_{\text{Es. monochlorée.}}, \quad 2HO = \underbrace{H^5C^{14}O^3, HO}_{\text{Acide benzoïque.}}, \quad \underbrace{HCl}_{\text{A. chlorhydrique.}}$$

Le *chlore humide* transforme, au bout d'un certain temps, l'essence d'amandes amères en une substance cristalline, insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool, $= 2H^6C^{14}O^2, H^5C^{14}O^3$, désignée sous le nom de *benzoate d'essence d'amandes amères*, d'une constitution analogue à celles de l'*acétal* et du *méthylal ;* ici 3 molécules d'essence se sont groupées en une seule, après qu'une de ces molécules a été transformée en acide benzoïque par l'action oxydante du chlore *humide*.

Le *brome* fournit une essence *monobromée*, $H^5C^{14}BrO^2$. Avec l'essence monochlorée et l'iodure de potassium, on produit une *essence monoiodée*, $H^5C^{14}IO^2$. Si, au lieu d'iodure de potassium, on prend tantôt du sulfure de plomb, tantôt du cyanure de mercure, il se forme deux essences qui peuvent être ainsi formulées : $H^5C^{14}SO^2$ ou $H^5C^{14}CyO^2$. Le perchlorure de phosphore, après une réaction des plus vives sur cette essence, donne le *chlorobenzol*, $H^6C^{14}Cl^2$, dans lequel 2 équivalents de chlore remplacent 2 équivalents d'oxygène.

L'essence *monochlorée* peut absorber une grande quantité de gaz ammoniac et former la *benzamide*, $H^5C^{14}O^2,H^2Az$. Si l'on fait agir l'ammoniaque liquide sur $1/_{20}$ de son volume d'essence ordinaire *non chlorée*, pendant plusieurs semaines, à une température de 40° à 50°, on obtient l'*hydrobenzamide*, $H^{18}C^{42}Az^2$. L'essence brute, traitée par l'ammoniaque caustique, fournit de la *benzhydramide*, de l'*azobenzoïle* et de l'azotide benzoïlique; cette dernière substance, décomposée par le feu, donne l'*amarone*, $H^{11}C^{32}Az$, et la *lophine*, $H^{17}C^{46}Az$, qui offre des propriétés basiques.

Sous l'influence des alcalis hydratés, l'essence d'amandes amères, à l'abri du contact de l'air et à une température de 60° à 70°, n'éprouve pas d'altération ; mais à l'air, et si elle contient quelques gouttes d'acide cyanhydrique, elle fournit en quelques minutes des cristaux de *benzoïne* (Liebig), dont la composition est $H^6C^{14}O^2$. L'essence d'amandes amères se combine avec certains acides et forme des acides doubles.

Acide formobenzoïlique, $HC^2O^3,H^6C^{14}O^2,HO$. — Il est le résultat de l'action de l'acide formique à l'état naissant sur cette essence; le plus souvent, on l'obtient en traitant par l'acide chlorhydrique l'essence brute d'amandes amères, qui contient, comme on sait, de l'acide cyanhydrique. L'acide formobenzoïlique est blanc, très-soluble dans l'eau, incristallisable, fusible et volatil; ses vapeurs ont une odeur agréable de fleurs. Traité par le bioxyde de manganèse, il donne de l'essence d'amandes amères et de l'acide carbonique.

L'acide sulfurique concentré colore l'essence d'amandes amères d'abord en rouge, puis en noir. L'acide anhydre donne, d'après Mitscherlich, un acide particulier, analogue surtout à l'acide sulfobenzoïque du même auteur.

L'acide azotique dissout l'hydrure de benzoïle, mais il ne le transforme qu'avec une certaine difficulté en acide benzoïque.

Préparation de l'essence d'amandes amères. On soumet les amandes amères à la presse pour en séparer une huile grasse qu'elles contiennent; on délaye dans l'eau la pulpe qui reste et on la distille dans un alambic,

après douze ou quinze heures de contact à 30°, afin que l'amygdaline soit complétement décomposée par la synaptase et transformée en essence d'amandes amères et en acide cyanhydrique (voy. *Amygdaline* et *Synaptase*). L'essence condensée dans le récipient renferme de la *benzoïne*, de l'acide *benzoïque* et de l'acide *cyanhydrique ;* on la mêle avec une pâte formée de chaux, de sulfate de protoxyde de fer et d'eau, et on la distille. L'essence qui a passé dans le ballon, séparée à l'aide d'une pipette, est distillée de nouveau dans une cornue de verre, en ayant soin de recueillir à part les premières portions qui contiennent de l'eau. L'essence qui passe après est desséchée sur du chlorure de calcium ; ainsi préparée elle est pure.

Benzamide, $H^5C^{14}O^2, H^2Az$. — Elle est en cristaux fusibles à 115°, ne bouillant qu'à une température plus élevée, solubles dans l'eau bouillante, inaltérables par une dissolution de potasse froide, décomposables à chaud par elle, et donnant alors du benzoate de potasse et de l'ammoniaque. L'acide sulfurique la transforme en sulfate d'ammoniaque et en acide benzoïque. Elle a, avec le benzoate d'ammoniaque, la même relation que la sulfamide avec le sulfate d'ammoniaque.

Hydrobenzamide, $H^{18}C^{42}Az^2$.—Elle est en octaèdres ou en prismes rhomboïdaux, sans saveur, fusibles à 110°, brûlant avec une flamme fuligineuse, insolubles dans l'eau et l'éther, solubles dans l'alcool. L'acide chlorhydrique la transforme en chlorhydrate d'ammoniaque et en essence d'amandes amères. Avec les alcalis, elle donne de l'*amarine* ou *benzoline,* base organique azotée, isomérique avec l'hydrobenzamide, formant des sels cristallisables avec les acides, et qui a pour formule $H^{18}C^{42}Az^2$; par l'action du feu, l'*amarine* donne une huile très-volatile, et la *pyrobenzoline.* En traitant l'*hydrobenzamide* par l'acide sulfhydrique, on obtient l'*hydrure de sulfobenzoïle,* $H^6C^{14}S^2$, que l'on peut considérer comme de l'essence d'amandes amères dans laquelle 2 équivalents d'oxygène auraient été remplacés par 2 de soufre. En décomposant cet hydrure par le feu, on obtient le *stilbène* ou *benzoïnène,* $H^{12}C^{28}$, et le *thionessale,* $H^9C^{26}S$.

Benzoïne, $H^5C^{14}O^2H$. — Elle a donc la même composition que l'essence d'amandes amères ; j'ai déjà dit qu'elle est le résultat de l'action des alcalis sur cette essence (voy. p. 226). Elle est en prismes incolores, transparents, inodores, insipides, fusibles à 120°, pouvant être distillée sans altération, et se transformant par une chaleur rouge en essence d'amandes amères. Elle est insoluble dans l'eau froide, très-légèrement soluble dans l'eau bouillante, et très-soluble dans l'alcool. Le chlore, si elle est fondue, la transforme en *benzile,* $H^5C^{14}O^2$, en lui enlevant 1 équiva-

lent d'hydrogène. L'acide azotique, à chaud, agit sur elle comme le chlore. En faisant fondre de l'hydrate de potasse avec de la benzoïne, on obtient du benzoate de potasse. Avec une dissolution aqueuse d'ammoniaque, la benzoïne donne, au bout d'un temps assez long, la *benzoïnamide*, $H^{18}C^{42}Az^2$, sous forme d'une poudre blanche soyeuse; elle semble s'être formée par l'action de 3 équivalents de benzoïne sur 2 d'ammoniaque. En abandonnant à lui-même, pendant plusieurs mois, un mélange de benzoïne, d'alcool absolu et d'ammoniaque, il se produit du *benzoïnam*, $H^{12}C^{28}AzO$.

Benzile, $H^5C^{14}O^2$.— Il est solide, jaune, insipide, insoluble dans l'eau, volatil, cristallisable en prismes à six pans, insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool et l'éther; l'ammoniaque, en agissant sur lui, donne l'*imabenzile*, la *benzilimide* et le *benzilam*. Le sulfhydrate d'ammoniaque le transforme en *hydrobenzile*, $H^{12}C^{28}O^2$; l'acide cyanhydrique se combine avec lui et forme le *cyanobenzile*, $H^{10}C^{28}O^4$,2CyH.

Lorsqu'on traite le *benzile* par une dissolution alcoolique de potasse, il fournit l'acide *benzilique*, $H^{12}C^{28}O^6$; on voit que par l'action de la potasse, 1 équivalent d'eau a été fixé sur 2 équivalents de *benzile*. Cet acide cristallise en rhomboèdres, fusibles à 120°, fournissant par le feu de l'acide benzoïque, peu solubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante; avec le perchlorure de phosphore, il donne du *chlorure de benzile*, $H^{11}C^{28}ClO^4$.

Pour compléter la série *benzoïque*, il ne reste plus qu'à parler de l'acide benzoïque et de ses dérivés (voy. *Acide benzoïque*). Ces dérivés sont la *benzine*, la *sulfobenzine*, l'acide *sulfobenzinique*, la *benzone*, l'*éther benzoïque* (voy. p. 168), l'*éther méthylbenzoïque* (voy. p. 201), les acides *sulfobenzoïque*, *nitrobenzoïque*, *bromobenzoïque* et le *benzonitrile*.

L'essence d'amandes amères est un poison énergique. (Voir, pour plus de détails sur les combinaisons du benzoïle, le *Traité de chimie organique* de M. Liebig.)

De l'essence de reine des prés et de ses dérivés (*acide salicyleux*).

Cette essence pouvant être obtenue avec un principe immédiat désigné sous le nom de *salicine*, il importe d'abord de faire connaître celle-ci :

De la salicine. $H^{18}C^{26}O^{14}$.

La *salicine* est un principe immédiat retiré de l'écorce de saule (*salix helix, incana*), par M. Leroux, pharmacien à Vitry-le-Français, et qui

depuis a été trouvé par M. Braconnot dans d'autres saules et plusieurs peupliers. Elle est sous forme d'aiguilles prismatiques d'un blanc nacré, inodores, et d'une saveur aromatique très-amère, qui rappelle celle de l'écorce du saule, mais elle est plus prononcée. Elle fond à 120°, et se prend, par le refroidissement, en une masse cristalline : elle ne perd pas d'eau dans cette opération. Si la chaleur est poussée un peu plus loin que celle de son point de fusion, elle acquiert une couleur d'un jaune citrin, et devient cassante comme une résine ; à une chaleur plus forte, elle fournit de l'eau, un acide, et une huile brune très-âcre et poivrée. Cent parties d'eau à 19°,5 thermomètre centigrade dissolvent 5,6 parties de salicine. A la température de l'ébullition, l'eau paraît la dissoudre en toutes proportions. Elle est aussi soluble dans l'alcool que dans l'eau, et insoluble dans l'éther et dans l'huile de térébenthine. Le chlore, en présence de l'eau, forme avec la salicine de la salicine mono, bi, ou trichlorée ; cette dernière a pour formule $H^{15}C^{26}Cl^{3}O^{14}, 2HO$.

Les acides ne se combinent pas avec elle pour former des sels ; ils la dissolvent et ne la décomposent pas quand ils sont étendus d'eau, tandis qu'elle est décomposée par plusieurs d'entre eux, s'ils sont concentrés, et surtout à chaud. L'acide sulfurique concentré lui communique une belle couleur rouge foncée (*rutiline* de Braconnot), ce qui permet de reconnaître la présence de la salicine dans les écorces de saule et de peuplier. Si on la fait bouillir avec les acides sulfurique et chlorhydrique étendus, on obtient du glucose et la *salirétine* (*saliciline*), $H^{6}C^{14}O^{2}$.

L'acide azotique concentré à chaud transforme la salicine en acide oxalique et en acide *picrique*. Si on la dissout en l'agitant avec 10 parties d'acide azotique à 20 degrés de Baumé, au bout de un ou deux jours on a une liqueur jaune qui ne tarde pas à abandonner des cristaux d'*hélicine*.

Distillée avec un mélange d'acide sulfurique et de bichromate de potasse, la salicine fournit de l'acide salicyleux et de l'acide formique.

La synaptase, à la température de 40°, transforme dix-sept fois son poids de salicine dissoute dans quatre fois son poids d'eau, en glucose et en *saligénine* qui se dépose sous forme de petits cristaux rhomboédriques. La levure de bière et les substances albuminoïdes ne font pas ainsi fermenter la salicine.

La noix de galle, la gélatine, l'acétate de plomb neutre ou basique, l'alun et l'émétique, ne la précipitent pas de sa dissolution aqueuse, tandis qu'elle est précipitée par un mélange d'acétate de plomb et d'ammoniaque. Elle n'agit point sur les couleurs bleues végétales. Elle paraît douée de propriétés fébrifuges, et peut remplacer jusqu'à un certain

point le sulfate de quinine. Il faut l'administrer à une dose à peu près double de celle à laquelle on donne ce sel.

Préparation. On fait bouillir, pendant une heure, 1 kilogramme et demi d'écorce de saule, séchée et pulvérisée avec 7 kilogrammes et demi d'eau et 125 grammes de carbonate de potasse ; on passe et on verse, dans la liqueur refroidie, 64 grammes d'acétate de plomb ; on filtre et on traite la liqueur par l'acide sulfurique, en achevant de précipiter le plomb par un courant de gaz acide sulfhydrique. On sature ensuite l'excès d'acide par le carbonate de chaux ; on filtre de nouveau ; on concentre la liqueur, et on la sature jusqu'à neutralisation complète, par l'acide sulfurique étendu ; on décolore par le charbon animal ; on filtre le liquide bouillant ; on fait cristalliser à deux reprises, et on sèche à l'abri du contact de la lumière.

Salirétine ou *saliciline,* $H^6C^{14}O^2$.—Elle a l'aspect d'une résine. On l'obtient en faisant bouillir la salicine avec de l'acide sulfurique ou chlorhydrique étendus.

Hélicine, $H^{16}C^{26}O^{14}$, 3HO. — Elle est en petites aiguilles qui perdent 3 équivalents d'eau à 100° ; elle fond à 175°, se dissout très-bien dans l'eau bouillante et assez difficilement dans l'eau froide. Le chlore, en présence de l'eau, la transforme en *hélicine monochlorée,* laquelle est décomposée par une dissolution de potasse en glucose et en essence de *spiræa monochlorée,* $H^5C^{14}ClO^4$. On obtient de la même manière de l'hélicine *monobromée,* qui se comporte avec la potasse comme l'hélicine *monochlorée.* Il suffit de traiter l'hélicine par une dissolution de potasse, de baryte ou d'ammoniaque pour la changer en glucose et en essence de spiræa, $H^6C^{14}O^4$. La levure de bière et la synaptase la décomposent aussi, par une action de ferment, en glucose et en essence de spiræa.

On l'obtient en traitant la salicine par l'acide azotique étendu (voyez p. 228).

Saligénine, $H^8C^{14}O^4$. — Elle est le résultat de l'action de la synaptase sur la salicine (voy. p. 228). Elle est en petits cristaux rhomboédriques, fusibles à 82° ; par l'action prolongée de la chaleur ou des acides minéraux affaiblis, elle se transforme en *salirétine.* Elle est soluble dans 15 parties d'eau froide, très-soluble dans l'eau bouillante, dans l'alcool et dans l'éther. Elle n'exerce pas de pouvoir rotatoire. En faisant agir la synaptase sur de la salicine mono, bi, ou trichlorée, on obtient de la *saligénine mono, bi,* ou *trichlorée ;* c'est une véritable fermentation.

De l'acide salicyleux (*essence de reine des prés*), $H^5C^{14}O^3$,HO.—L'acide salicyleux, isomère avec l'acide benzoïque, désigné aussi sous les noms d'*hydrure de salicyle* et d'acide spiroïleux, est liquide, incolore, prenant

une teinte rouge au contact de l'air, d'une odeur analogue à celle des amandes amères, d'une saveur âcre et brûlante, d'une densité de 1,173 à 13°, ne rougissant pas le tournesol, n'exerçant pas de pouvoir rotatoire, et produisant sur la peau des taches jaunes qui disparaissent facilement comme celles que forme l'iode. Il bout à 196°. Il brûle avec une flamme fuligineuse. Il est presque insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool et l'éther. Il décompose les carbonates alcalins même à froid. Il forme avec les bases des *salicylites*. Celui de potasse, s'il est neutre et dissous dans l'eau, se décompose facilement en formiate de potasse et en *mélanate* de potasse, $KO,H^8C^{20}O^{10}$. En versant goutte à goutte de l'ammoniaque dans de l'acide salicyleux dissous dans trois fois son volume d'alcool, on obtient des aiguilles jaunes ou des prismes d'un jaune d'or de *salhydramide*, $H^{14}C^{42}2AzH^2O^6$.

Le *chlore* finit par solidifier l'acide salicyleux, et fournit, si l'on a dissous la masse dans l'alcool, de l'acide salicyleux *monochloré*, $H^4C^{14}ClO^3,HO$, lequel, traité par le gaz ammoniac, donne la *salicylamide monochlorée*. Le *brome* produit un acide salicylique *monobromé*, $H^4C^{14}BrO^3,HO$.

En traitant l'acide salicyleux par de l'acide azotique moyennement concentré, il se forme des cristaux prismatiques jaunes d'acide *nitrosalicyleux*, qui contiennent de l'acide hypoazotique, H^4C^{14},AzO^4,O^3,HO.

Préparation de l'essence. Quoique cette essence n'existe pas dans les fleurs de la *spirœa ulmaria* (reine des prés), on peut cependant l'obtenir en distillant ces fleurs avec de l'eau, parce qu'elle se forme pendant la distillation ; mais on la prépare plus facilement en traitant 3 parties de salicine, 3 de bichromate de potasse, 24 d'eau et 4 ½ d'acide sulfurique concentré, additionnées de 12 parties d'eau. On distille dans un récipient bien refroidi ; l'huile rougeâtre, condensée au fond du récipient, séparée du liquide aqueux qui la surnage, laissée pendant vingt-quatre heures sur du chlorure de calcium et distillée, constitue l'acide salicyleux pur.

De l'acide salicylique, $H^5C^{14}O^5,HO$. — Il est le résultat de l'action de l'hydrate de potasse sur l'acide salicyleux. Il est cristallisé, soluble dans l'eau bouillante, presque insoluble dans l'eau froide, facilement soluble dans l'alcool et dans l'éther ; il rougit le tournesol et décompose les carbonates ; il n'a pas d'action sur la lumière polarisée. Il est volatil et donne des cristaux semblables à ceux de l'acide benzoïque. Avec le chlore et le brome, il fournit des acides salicylique mono et *bichloré*, mono et *bibromé*. L'acide azotique le change en une masse résinoïde rougeâtre qui contient de l'acide *nitrosalicylique*,

H^4C^{14},AzO^4,O^4,H; en dissolvant cette masse dans l'eau bouillante, cet acide se précipite par refroidissement sous forme d'aiguilles jaunâtres, fusibles et volatiles (voy. *Acide indigotique*).

En distillant un mélange d'acide salicylique et de chaux, on obtient le *phénol*, $H^6C^{12}O$, huile presque incolore, d'une odeur de créosote, d'une saveur très-caustique, se concrétant si le mélange est parfaitement sec et offrant tous les caractères de l'*hydrure de phénile*, extrait par M. Laurent du gaz de l'éclairage fourni par la houille (Gerhard, *Ann. de chim.*, février 1843).

Des éthers vino et méthylsalicylique (voy. p. 171 et 202).

DES ESSENCES DE LA SÉRIE GAULTHÉRIQUE.

On trouve dans l'huile de *gaultheria procumbens* du *gaulthérylène* et de l'*éther méthylsalicique* (voy. *Éther*, p. 202). Le gaulthérylène, $H^{16}C^{20}$, isomérique avec l'essence de térébenthine, est huileux, incolore, d'une odeur analogue à celle de l'essence de poivre, d'une densité de 4,92, bouillant à 160°.

DE LA SÉRIE PHÉNIQUE.

La série phénique comprend les acides phénique, chlorophénisique, chlorophénésique, bromophénasique, bromophénésique, bromophénisique, nitrophénasique et nitrophénisique, ainsi que les éthers phénique, phénométilique et phénométhylique binitré. On produit ces corps en traitant, par un excès de chaux ou de baryte, les corps *correspondants* de la série salicique; ainsi l'*acide salicylique*, $H^5C^{14}O^5,HO$, avec 2 équivalents de baryte, 2BaO, donne de l'*acide phénique*, H^5C^{12},HO, et 2 équivalents de carbonate de baryte; de même que l'*éther salicylique*, $H^5C^4O,H^5C^{14}O^5$, fournit, avec la même proportion de baryte, l'éther *phénique*, $H^5C^4O,H^5C^{12}O$, et 2 équivalents de carbonate de baryte.

Acide phénique, ou *phénol*, ou alcool *phénique*, ou hydrate de *phényle*, ou acide *carbolique*, $H^5C^{12}O,HO$. — Il existe dans le goudron de houille et dans les produits de la distillation du benjoin. Il est blanc, cristallin, d'une densité de 1,065 à 18°, fusible à 35°, sans action sur le tournesol, quoiqu'il se combine avec les bases. Il brûle avec une flamme fuligineuse. Il dissout le soufre et l'iode, ainsi que les carbonates alcalins qu'il ne décompose pas. Il coagule l'albumine et prévient la putréfaction. Il donne avec le chlore l'acide phénique bichloré (*chlorophénésique*) et l'acide phénique trichloré (*chlorophénisique* ou *chlorindoptique*).

En traitant la *chlorisatine* par le chlore, on produit l'acide phénique pentachloré (*chlorophénusique*). On peut, par des moyens indirects, combiner l'acide phénique au brome et donner naissance à des acides phénique mono, bi, et *tribromés*. Avec l'acide azotique, il fournit les acides nitrophénisique et *binitrophénique* ou *trinitrophénique*; ce dernier n'est autre chose que l'acide *carbazotique* = $H^2C^{12}, 3AzO^4, O, HO$; je le décrirai en parlant de l'indigo. L'acide sulfurique le change en acide sulfophénique. Enfin l'acide phénique peut former un éther dont j'ai parlé à la p. 174.

Préparation. On mêle avec de la potasse concentrée le goudron de houille qui a distillé entre 150° et 200°; on dissout dans l'eau le phénate de potasse qui s'est formé, et on le décompose par l'acide chlorhydrique, qui en sépare l'acide phénique.

De l'essence de cannelle. $H^8C^{18}O^2$.

L'essence de cannelle pure, extraite de l'écorce de cannelle de Chine, plus estimée que celle qu'on retire de la cannelle de Ceylan, est sous forme d'un liquide oléagineux, incolore, d'une odeur suave comme celle de l'écorce. A l'air elle perd 1 équivalent d'hydrogène, absorbe 1 équivalent d'oxygène, et passe à l'état d'acide *cinnamique*. Le *chlore* à chaud et en excès donne un produit, lequel, étant distillé au milieu d'un courant de chlore, fournit des cristaux aiguillés blancs de *chlorocinnose*, $H^4C^{18}Cl^4O^2$.

L'acide azotique peut se combiner avec l'essence de cannelle, et donner des cristaux prismatiques; s'il est bouillant, il la transforme en essence d'amandes amères et en acide nitrobenzoïque. Avec l'hydrate de potasse, l'essence de cannelle donne d'abord de l'hydrogène et de l'acide cinnamique; si on prolonge l'action, on n'a plus que du benzoate de potasse. L'ammoniaque se combine avec elle et donne de la *cynnydramide*, $H^{24}C^{54}Az^2$.

Préparation. On agite l'essence du commerce, qui est un mélange de plusieurs essences, avec de l'acide azotique concentré; on obtient ainsi de l'azotate d'essence cristallisé; les cristaux exprimés et décomposés par l'eau donnent de l'acide azotique et de l'essence pure. Quant à l'essence du commerce, on la prépare en distillant un mélange d'eau, d'écorce de cannelle de Chine et de chlorure de sodium; il passe une eau laiteuse, qui abandonne cette essence.

De l'acide cinnamique, $H^7C^{18}O^3,HO$ (voy. ce mot).

Du chlorure de cinnamyle, $H^6C^{18}O^2$. — Le *cinnamyle* est un radical hy-

pothétique auquel on attribue la composition $H^8C^{18}O^2$. Le chlorure de cinnamyle est liquide, légèrement ambré, d'une densité de 1,207 à 16°. Il bout à 262°. A l'air humide, il donne de l'acide chlorhydrique et des cristaux d'acide cinnamique. En le traitant par le gaz ammoniac, on forme de la *cinnamamide;* si on le chauffe avec de l'*aniline*, on obtient la *cinnanilide*, $H^{13}C^{30}AzO^2$. On le prépare en traitant l'acide cinnamique par le perchlorure de phosphore.

Du cinnamène, H^8C^{16}. — Il est liquide, incolore, d'une odeur pénétrante, d'une densité de 0,95 à 0°; il bout à 146°. Chauffé à 200°, il se transforme en un corps isomère, le *métacinnamène*. Il forme avec le *chlore* et le *brome* un *cinnamène monochloré* ou *monobromé*. On peut l'obtenir en décomposant l'acide cinnamique en vapeur à une chaleur rouge sombre; il se forme de l'acide carbonique et du *cinnamène*. On le prépare ordinairement en distillant un mélange de 10 kilogrammes de styrax et de 3 ½ kilogrammes de carbonate de soude.

De la cinnaméine. $H^{26}C^{34}O^8$.

On la trouve dans le baume liquide du Pérou. Elle est liquide, légèrement colorée en jaune, d'une odeur faible et agréable; elle est à peine soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther, décomposable en partie par la chaleur. Elle absorbe lentement le gaz oxygène et se transforme en acide cinnamique. Par une action prolongée d'une dissolution concentrée de potasse, elle fournit du cinnamate de potasse et de la *péruvine*. L'acide azotique donne avec elle une résine jaune et une quantité très-notable d'huile d'amandes amères. On l'obtient en dissolvant le baume du Pérou dans l'alcool à 36 degrés; on ajoute de la potasse, qui fournit du cinnamate soluble et du résinate insoluble; on filtre, et en versant de l'eau dans la liqueur, la cinnaméine se dépose.

Péruvine, $H^{12}C^{18}O^2$. — Elle est liquide, plus légère que l'eau, très-volatile, d'une odeur agréable aromatique, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther; l'acide azotique la transforme en partie en hydrate de benzoïle.

La cinnaménine peut être représentée par 2 équivalents d'acide cinnamique anhydre, et par 1 équivalent de *péruvine*.

De la métacinnaméine. $H^8C^{18}O^2$.

Elle existe dans certains baumes du Pérou; elle est isomère avec l'essence de cannelle; elle est cristalline, très-fusible, insoluble dans l'eau,

très-soluble dans l'alcool et l'éther; la potasse la transforme en acide cinnamique, et il se dégage de l'hydrogène. Avec le chlore, elle fournit du chlorure de cinnamyle. On l'obtient en exposant pendant plusieurs jours la cinnaméine à une température de plusieurs degrés au-dessous de zéro; elle se dépose sous forme de cristaux blancs.

De l'essence de camphre. $H^{16}C^{20}O$.

Elle existe, avec le camphre, dans le laurier camphré (*laurus camphora*). Elle est liquide, d'une densité de 0,910. A l'air elle absorbe l'oxygène et se change en camphre solide. L'acide azotique la transforme également en camphre. Elle ne diffère de celui-ci que parce qu'elle contient 1 équivalent d'oxygène de moins. Il paraît que, dans l'organisation végétale, elle se forme d'abord, et que le camphre n'est que le résultat de son oxygénation. On l'obtient en distillant avec de l'eau les branches du laurier camphré; elle se volatilise en même temps que le camphre.

De l'essence de fève de Tonka et de la coumarine. $H^6C^{18}O^4$.

La coumarine existe dans les fèves de Tonka, dans la reine des bois, dans les fleurs de mélilot, d'aspérule odorante, et dans plusieurs autres fleurs. Elle est en aiguilles cristallines, blanches, d'une odeur aromatique, agréable, qui rappelle celle des fèves de Tonka, neutre au tournesol, plus pesante que l'eau, fusible à 50°, bouillant à 270°, à peine soluble dans l'eau froide, très-soluble dans l'eau bouillante, soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles grasses et volatiles. Elle se dissout avec dégagement de chaleur dans l'acide azotique monohydraté, et donne la *nitrocoumarine*, et, si l'on prolonge l'action de l'acide, elle fournit l'acide *trinitrophénique* ou *carbazotique* (voy. ce mot). La potasse caustique bouillante la transforme en acide *coumarique*, et, si l'on élève beaucoup la température, en acide salicylique. On obtient la coumarine en traitant par l'alcool à 36 degrés les fèves de Tonka broyées; on distille, et l'on dissout dans l'eau bouillante le magma cristallin qui reste dans la cornue; la coumarine se dépose par refroidissement.

Nitrocoumarine, H^5C^{18},AzO^4,O^4.— Elle est en aiguilles cristallines, fusibles à 170°, pouvant être sublimée en cristaux blancs et nacrés, solubles dans l'acide azotique fumant et froid.

Acide coumarique, $H^7C^{18}O^5,HO$. — Il est blanc, cristallin, fusible vers 190°, presque insoluble dans l'eau froide, soluble dans l'eau bouil-

ante, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Il forme des sels avec les bases. Il ne diffère de la coumarine que par 1 équivalent d'eau, qui se serait fixé sur lui. On l'obtient en traitant par l'acide chlorhydrique le coumarate de potasse produit pendant l'action de la potasse caustique bouillante sur la coumarine; on lave avec de l'eau froide le précipité composé d'acides coumarique et salicylique, puis on dissout celui-ci dans l'ammoniaque; la coumarine non altérée reste. Le coumarate d'ammoniaque, s'il est soumis à l'ébullition, perd l'excès d'ammoniaque; si, dans cet état, on le traite par l'azotate d'argent, il se précipite du coumarate d'argent, que l'on décompose par l'acide chlorhydrique; on enlève ensuite avec l'éther l'acide coumarique mis à nu.

De l'essence d'anis concrète. $H^{12}C^{20}O^2$.

Elle existe dans l'anis. Elle est blanche, cristalline, fusible à 18°, et bouillant à 220°. Elle exerce la rotation à gauche quand elle a été liquéfiée. Elle fournit avec le chlore, par substitution, les essences *trichlorée* et *quadrichlorée*. Avec le brome, on a obtenu une essence *tribromée*. L'acide azotique faible donne une huile rougeâtre, de laquelle on peut retirer l'acide *anisique* et l'hydrure d'anisile. S'il est moins étendu, il fournit une essence *binitrée*, $H^{10}C^{20},2AzO^4,O^2$. Elle se combine avec l'acide chlorhydrique.

On l'obtient en distillant avec de l'eau les grains d'anis; elle passe dans le récipient.

Acide anisique, $H^7C^{16}O^5$. — Il est en aiguilles blanches, inodores, fusibles à 175°, volatiles, solubles dans l'eau, dans l'alcool et l'éther, s'unissant aux bases pour former des sels, fournissant, avec le chlore et le brome, de l'acide anisique *chloré* et *bromé*. Avec l'acide azotique, il donne d'abord de l'acide *nitranisique*, puis de l'acide *trinitranisique*, si l'on fait agir sur lui un mélange d'acide azotique et d'acide sulfurique. Distillé avec de la baryte caustique, il fournit l'*anisol*. On obtient l'acide anisique en distillant l'huile rougeâtre produite par l'action de l'acide azotique faible sur l'essence d'anis.

Hydrure d'anisyle, $H^8C^{16}O^4$. — Huile incolore, absorbant l'oxygène de l'air, et passant à l'état d'acide anisique, fournissant avec le chlore un corps monochloré, $H^7C^{16}ClO^4$. Avec la potasse en fusion, il donne de l'hydrogène et de l'acide anisique. On l'obtient, comme le précédent, en distillant la même huile rougeâtre.

Anisène ou *benzoène*, H^8C^{14}. — Carbure d'hydrogène, qui est à l'acide anisique ce que la benzine est à l'acide benzoïque. Il est incolore, très-

fluide, d'une densité de 0,87 à 18°, bouillant à 108°, formant avec le chlore les anisènes *monochloré, trichloré* et *sexchloré,* se transformant par l'acide azotique en *nitranisène* et en *binitranisène.* Le nitranisène, traité par le sulfhydrate d'ammoniaque, donne un alcaloïde, la *toluidine,* $H^9C^{14}Az$. On obtient l'anisène en décomposant par le feu la résine du baume de Tolu.

Anisol ou *phénométol,* $H^8C^{14}O^2$. — Liquide incolore, d'une odeur aromatique, bouillant à 152°, soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Avec l'acide azotique, il donne l'anisol *monoazotique.* L'anisol est isomère avec la créosote. Il diffère de l'acide anisique hydraté par 2 équivalents d'acide carbonique.

DES ESSENCES DE LA SÉRIE CUMINIQUE.

La graine de cumin, distillée avec de l'eau, donne le *cymène* et le *cuminol* (voy. *Essence de cumin*, aux *Produits immédiats*).

Cymène, $H^{14}C^{20}$. — Il est liquide, incolore, d'une odeur analogue à celle du citron, d'une densité de 0,861. Il bout à 175°. L'acide azotique, suivant son degré de concentration, le transforme en acide *toluique* ou *nitrotoluique.* On l'obtient en distillant vers 200° l'essence de cumin.

Cuminol, $H^{12}C^{20}O^2$. — Il est liquide, incolore, d'une odeur de cumin, d'une saveur âcre, brûlante. Il bout à 220°. L'oxygène de l'air et les acides oxydants le transforment en acide *cuminique.* Il en est de même de la potasse fondue; dans ce dernier cas, il y a dégagement d'hydrogène. Il donne, avec le chlore et avec le brome, le cuminol *monochloré* ou *monobromé.* On l'obtient en distillant l'essence de cumin, après qu'elle a cessé de donner du *cymène.*

Acide cuminique, $H^{11}C^{20}O^3,HO$. — Il est en tables prismatiques, d'une saveur acide qui rappelle celle des punaises. Il fond un peu au-dessus de 100° et bout à 260°; on peut l'obtenir sublimé en aiguilles cristallines. Il est un peu soluble dans l'eau chaude, et très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il décompose les carbonates alcalins, et forme avec les bases des sels cristallisables. Il peut donner avec l'alcool vinique un *éther.* L'acide azotique le transforme en acide *nitrocuminique,* $H^{11}C^{20},AzO^4,O^4$. Si l'acide azotique avait été mélangé d'acide sulfurique, il se serait formé de l'acide *binitrocuminique.* Par l'action de la chaleur sur le cuminate d'ammoniaque, on obtient la *cuminamide,* $H^{13}C^{20}AzO^2$, et le *cumonitryle,* $H^{11}C^{20}Az$. En distillant 4 parties de baryte et une d'acide cuminique cristallisé, on forme le *cumène,* $H^{12}C^{18}$, que l'acide azotique monohydraté et bouillant transforme en *cumène nitré,* $H^{11}C^{18},AzO^4$.

Celui-ci, traité par le sulfhydrate d'ammoniaque, donne deux alcaloïdes, la *cumine,* $H^{13}C^{18}Az$, et la *nitrocumine,* $H^{12}C^{18},AzO^4,Az$. La cumine unie au cyanogène constitue la *cyanocumine,* $H^{13}C^{18}CyAz$. On obtient l'acide *cuminique* en faisant tomber goutte à goutte l'essence brute de cumin dans de l'hydrate de potasse fondu ; le *cuminol* est transformé en acide cuminique ; le cuminate de potasse est ensuite décomposé par l'acide chlorhydrique.

Acide toluique, $H^7C^{16}O^3$.— Il est isomère de l'hydrure d'anisyle et de l'éther méthylbenzoïque. Il est solide, inodore, insipide, soluble dans l'eau bouillante, très-soluble dans les alcools vinique et méthylique, et dans l'éther. Il est fusible, et peut être sublimé en aiguilles. L'acide azotique le transforme en acide *nitrotoluique.* Avec la chaux, il donne du *toluène.* Il forme un éther avec l'alcool vinique. On l'obtient en traitant le *cymène* par l'acide azotique.

Acide nitrotoluique, H^6C^{16}, AzO^4, O^3,HO. — Il est en prismes à base rhombe, d'un jaune pâle, peu solubles dans l'eau froide, solubles dans l'alcool bouillant. Il forme des éthers avec les alcools vinique et méthylique. On l'obtient en traitant l'acide toluique par l'acide azotique.

L'acide cuminique ingéré dans l'estomac a été trouvé dans l'urine.

DES ESSENCES DE LA SÉRIE EUGÉNIQUE.

On trouve dans l'essence de girofles quatre principes immédiats : l'*eugénine,* l'acide *eugénique,* la *caryophylline,* et un *carbure d'hydrogène* isomère avec l'essence de térébenthine (voy. *Essence de girofles,* aux *Produits immédiats*).

De l'eugénine. $H^{12}C^{20}O^4$

Elle est cristallisée en paillettes nacrées. Elle est isomère avec l'acide eugénique. On l'obtient en distillant de l'eau sur les clous de girofle ; elle se dépose du liquide distillé.

Acide eugénique, $H^{11}C^{20}O^3, HO$ (voy. *Acide eugénique*).

De quelques autres essences oxygénées.

Il existe encore un très-grand nombre d'essences oxygénées dont je parlerai en faisant l'histoire des produits immédiats; celles d'entre elles qui sont bien connues sont en effet composées au moins de deux principes immédiats ; il est probable qu'il en est de même de celles qui

ont à peine été étudiées; ces essences sont celles de roses, de thym, de lavande, d'armoise, etc.

DES CAMPHRES.

On désigne sous le nom de *camphres* des *stéaroptènes* neutres, solides à la température ordinaire, ayant une odeur *sui generis,* analogue à celle du camphre ordinaire, volatils, et se transformant, sous l'influence de l'acide phosphorique *anhydre,* en eau et en un carbure d'hydrogène analogue, jusqu'à un certain point, à l'essence de térébenthine. Quoique les camphres soient assez nombreux, je ne parlerai que de ceux du Japon et de Bornéo.

Du camphre du Japon. $H^{16}C^{20}O^{2}$.

Il existe dans le *laurus camphora* ou *camphora officinarum,* famille des lauracées; les huiles essentielles de plusieurs labiées renferment aussi un camphre ayant beaucoup d'analogie avec celui-ci, et qui n'est pourtant pas identique. Quoique les essences de valériane et de *semen contra* n'en contiennent pas, elles peuvent en fournir si on les a préalablement traitées par l'acide azotique.

Tel qu'on le trouve dans le commerce, il est extrait, particulièrement au Japon, du *laurus camphora.* Pour le préparer, on divise le bois de l'arbre et on le chauffe avec de l'eau dans de grands alambics; tout le camphre est ainsi entraîné par la vapeur, mais comme il est encore mêlé avec des substances étrangères, on le place dans de grandes bouteilles de verre à fond plat, très-surbaissées, et que l'on chauffe ensuite sur un bain de sable: le camphre se volatilise et vient se condenser à la paroi supérieure de ces bouteilles, où il se solidifie en en prenant tous les contours.

Le camphre ainsi raffiné est blanc, solide, cassant, d'une odeur particulière; sa densité est de 0,986; il fond à 175°, et bout vers 205; sa forme cristalline est l'octaèdre; on ne peut le réduire facilement en poudre qu'en l'humectant avec quelques gouttes d'alcool, car par le frottement il s'électrise trop fortement. Il s'évapore assez rapidement au contact de l'air; il brûle avec une flamme blanche très-fuligineuse. Il est très-soluble dans l'éther, dans les essences, dans les huiles grasses, etc.; 10 parties d'alcool à 12° en dissolvent 12 parties, tandis qu'il faut 1,000 parties d'eau pour dissoudre 1 partie de camphre. Dissous dans l'alcool, il exerce sa rotation vers la droite, tandis que celui qui a

été extrait des labiées l'exerce vers la gauche. Lorsqu'on en projette sur l'eau quelques petits grains, on les voit s'agiter et tourner dans tous les sens par le mouvement que leur imprime le dégagement simultané des vapeurs de camphre et d'eau, qui a lieu assez abondamment; de même, lorsqu'on place un petit cylindre de camphre verticalement dans une assiette pleine d'eau, de manière qu'une partie reste au-dessus du liquide, peu à peu, par l'évaporation qui a lieu, le camphre se trouve usé au point de contact de l'eau, et si l'on prolonge l'expérience, le cylindre peut être entièrement coupé.

Si on le dissout dans le chlorure de phosphore, $PhCl^3$, et qu'on le soumette à l'action du chlore, il donne du camphre chloré, $H^{10}C^{20}Cl^6O^2$. En distillant le camphre avec de l'acide phosphorique anhydre, on lui enlève deux équivalents d'eau, et on le transforme en *cymène,* $H^{14}C^{20}$, susceptible de s'unir à l'acide sulfurique.

Le camphre se dissout assez abondamment dans l'acide sulfurique concentré; si l'on maintient au bain-marie, pendant plusieurs heures, un mélange de 1 partie de camphre et de 10 d'acide sulfurique, il se transforme en une huile incolore, qui présente exactement la même composition que le camphre concret. Cent parties de camphre absorbent à $+ 2°$, 72 parties d'acide sulfureux.

L'acide azotique à froid dissout le camphre sans l'altérer, et donne une masse huileuse (*azotate de camphre*) d'où l'eau le précipite; mais si l'on fait bouillir, l'acide azotique change le camphre en acide camphorique. L'acide hypoazotique donne avec le camphre un composé liquide.

L'acide chlorhydrique est absorbé par le camphre, et il en résulte une huile qui contient 144 volumes d'acide pour 1 de camphre.

Lorsqu'on fait passer du camphre en vapeur sur de la chaux potassée, chauffée à 400°, on obtient un *camphorate* de chaux et de potasse.

Le camphre est administré à l'intérieur avec le plus grand succès comme stimulant diffusible, comme antispasmodique, et comme sudorifique. On l'a employé dans les fièvres dites adynamiques, putrides, ataxiques, principalement lorsque la peau est sèche; dans les phlegmasies cutanées aiguës dans lesquelles l'éruption ne se fait pas bien, languit et dégénère; dans les angines gangréneuses, et dans toutes les gangrènes locales; dans certaines douleurs rhumatismales, sciatiques, etc. Il a été souvent utile dans les fièvres intermittentes, dans la paralysie, et dans une multitude d'affections où les antipasmodiques sont indiqués. On l'a souvent administré avec succès comme *anti-aphrodisiaque.* Il prévient l'action des cantharides sur la vessie, et il la fait

cesser lorsqu'elle existe déjà. Est-ce à dire pour cela que le camphre soit une panacée universelle, comme on a voulu le faire croire dans ces derniers temps? Non certes, et le charlatanisme seul a pu soutenir une pareille thèse, escortée de théories dont l'absurde le dispute à la fausseté. On le donne à l'intérieur, depuis 1 jusqu'à 16 grammes dans les vingt-quatre heures; les doses doivent varier suivant la nature et l'intensité de la maladie, mais on doit éviter d'en faire prendre beaucoup à la fois, parce qu'il agirait comme un poison énergique, capable d'occasionner la mort en très-peu de temps (voyez mon *Traité de médecine légale*, 4e édit.). On l'administre ordinairement émulsionné par un jaune d'œuf ou par un mucilage; on le donne en lavement depuis 2 grammes jusqu'à 4 grammes; introduit par cette voie, il est encore susceptible d'agir comme poison et de déterminer les accidents les plus graves, si la dose employée est trop forte. La dissolution du camphre dans l'huile est souvent employée en frictions sur la partie interne des cuisses et sur quelques autres points; on se sert aussi d'eau-de-vie camphrée préparée avec 16 grammes de camphre et 1 kilogramme d'eau-de-vie; enfin le camphre entre dans la composition de quelques liniments résolutifs, etc. Son emploi extérieur exige beaucoup moins de précautions que son administration intérieure, car l'expérience prouve qu'il agit bien moins énergiquement dans le premier cas.

Acide camphorique hydraté, $H^{16}C^{20}O^{8}, 2HO$. — L'acide camphorique cristallise en parallélipipèdes opaques et blancs; il a une saveur légèrement amère; il rougit l'*infusum* de tournesol. Chauffé dans une cornue, il se décompose, et fournit, 1° une matière blanche, opaque, non cristallisée, douée d'une saveur légèrement acide et piquante, qui se condense dans le col de la cornue, formée par de l'acide anhydre; 2° de l'eau contenant une petite quantité d'acide acétique; 3° une huile brune, très-épaisse; 4° une très-petite quantité de charbon. Il est inaltérable à l'air. Onze parties d'eau bouillante suffisent pour dissoudre 1 partie d'acide camphorique, tandis qu'il en faut 100 parties à la température ordinaire. Cent parties d'alcool en dissolvent 106 parties à froid; l'alcool bouillant le dissout en toutes proportions. L'éther, les acides minéraux, les huiles fixes et volatiles, peuvent également en opérer la dissolution. Il sature bien les bases et fournit des sels qui, lorsqu'ils sont solubles, donnent, par l'addition d'un acide, un précipité blanc et cristallin d'acide camphorique hydraté. Ces sels contiennent 2 équivalents d'oxyde, parce que l'acide camphorique est bibasique.

Préparation. On introduit dans une cornue 1 partie de camphre et 12

parties d'acide azotique à 25 degrés de l'aréomètre de Baumé; on chauffe graduellement, jusqu'à ce que la moitié du liquide soit passée dans le récipient; on cohobe, c'est-à-dire on remet le liquide distillé dans la cornue; on distille de nouveau; on recohobe, et on continue à distiller jusqu'à ce qu'il ne reste plus dans la cornue que le quart de l'acide azotique employé; alors on laisse refroidir le liquide, et l'acide camphorique cristallise; on le lave pour le débarrasser de l'acide azotique qu'il retient. Il sera pur et exempt de camphre, lorsqu'en le faisant bouillir avec de l'eau, il ne communiquera plus l'odeur du camphre à la vapeur de celle-ci. Pendant cette opération, il se dégage du gaz bioxyde d'azote, qui provient de l'acide azotique décomposé : en effet, une partie de camphre prend 6 équivalents d'oxygène à cet acide; il ne se produit point d'acide carbonique, d'après Liebig.

Acide camphorique anhydre, $H^{14}C^{20}O^{6}$. — Il est obtenu en lavant avec de l'alcool froid le produit de la distillation de l'acide hydraté, que l'on dissout ensuite à chaud dans l'alcool; par le refroidissement, l'acide anhydre cristallise sous forme de prismes à base rhombe. Il n'a pas de saveur; sa densité est de 1,94 à 20°; il est fort peu soluble dans l'eau froide, et ne s'hydrate pas par une ébullition prolongée pendant douze heures. Il fond à 217°, et bout à 270°; toutefois il se sublime déjà à 130° en aiguilles très-belles, et sans laisser de résidu.

Si l'on fait réagir sur l'acide camphorique anhydre, réduit en poudre, de l'acide sulfurique également anhydre, il se dégage de l'acide sulfureux, et l'on obtient un liquide incolore qui, étant saturé par une base et chauffé au bain-marie, fournit une grande quantité de gaz oxyde de carbone pur. D'après Walter, cette réaction donne aussi naissance à un acide nouveau qui contient les éléments de l'acide camphorique et ceux de l'acide sulfurique, moins un équivalent d'oxyde de carbone formé aux dépens des deux, de telle façon que la composition de ce nouvel acide s'exprimerait par $H^{14}C^{18}O^{6},SO^{2}$.

L'ammoniaque anhydre se combine avec lui, et donne un composé cristallin $=H^{3}AzHO,H^{14}C^{20}O^{5},H^{2}Az$, qui, par l'action d'un acide fort, fournit l'acide *camphoramique.* Celui-ci distillé donne la *camphorimide.* Chauffé avec l'*aniline,* l'acide camphorique anhydre se transforme en acide *camphoranilique* et en camphoraline.

De l'acide campholique, $H^{17}C^{20}O^{3}$, HO. — Si l'on fait passer un courant de vapeur de camphre sur une colonne d'un mélange de chaux et de potasse fondues ensemble, puis concassées en petits morceaux et portées à 300° ou 400° environ, le camphre se combine avec la potasse, sans qu'il se dégage aucun gaz. Si l'on traite cette combinaison par

l'eau, et que l'on sature par un acide le liquide filtré, on obtient une matière blanche acide qui, étant lavée et cristallisée dans l'alcool, constitue l'acide *campholique*. Ce corps a la consistance du camphre; il rougit facilement le tournesol, et sature très-bien les bases. Il fond à 80°, et bout sans altération vers 250°. Il est insoluble dans l'eau, mais il se dissout très-bien dans l'alcool et dans l'éther; distillé avec l'acide phosphorique anhydre, il donne le *campholène*, $H^{26}C^{18}$.

Le campholate de chaux, traité par la chaleur, se décompose en carbonate de chaux et en *campholone* liquide, $H^{17}C^{19}O$.

Acide camphovinique, H^5C^4O, $H^{14}C^{20}O^6$,H. — Il est incolore, transparent, d'une saveur amère, d'une densité de 1,095 à 20°,5. Il bout à 196°; si on le chauffe davantage, il fournit l'*éther camphorique*. Il est très-peu soluble dans l'alcool et l'éther.

Éther camphorique (voy. p. 175).

Huile de camphre (voy. p. 239, *Azotate de camphre*).

Du camphre de Bornéo. $H^{18}C^{20}O^2$.

La matière visqueuse qui découle du *dryabalanops camphora* contient, comme l'a prouvé M. Pelouze, du camphre et un carbure d'hydrogène liquide, désigné sous le nom de *bornéenne*. Le camphre dit de Bornéo, ou de Sumatra, est en petits fragments cristallins, qui sont des prismes à six faces incolores, transparents, fusibles à 195°, et bouillant à 215° environ. Il est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool et l'éther. L'acide phosphorique *anhydre* lui enlève deux équivalents d'eau, et le transforme en bornéenne, $H^{16}C^{20}$. Traité par l'acide azotique, il perd deux équivalents d'hydrogène, et se trouve changé en camphre du Japon, $H^{16}C^{20}O^2$; en effet, il ne diffère de celui-ci que par deux équivalents d'hydrogène en moins.

Bornéenne, $H^{16}C^{20}$. — Il existe dans le *dryabalanops camphora;* il est aussi le résultat de l'action de l'acide phosphorique anhydre sur le camphre de Bornéo. C'est un carbure d'hydrogène isomérique avec l'essence de térébenthine. Il est liquide, incolore, plus léger que l'eau. Il dévie, comme l'essence de térébenthine, à gauche, le plan de polarisation; mais son pouvoir rotatoire est plus considérable. Il bout à 160°, et se volatilise sans se décomposer. L'acide azotique, à une douce chaleur, lui cède de l'oxygène et le transforme en camphre du Japon. M. Gerhardt pense que, dans l'organisation, c'est la bornéenne qui produit le camphre de Bornéo en l'hydratant.

Du furfurol (*huile de son*). $H^4C^{10}O^4$.

En distillant 6 p. de son avec 5 p. d'acide sulfurique et 12 p. d'eau, on obtient un liquide huileux, le *furfurol,* qui a une odeur analogue à celle de l'essence des amandes amères, d'une densité de 1,68, bouillant à 166°, très-soluble dans l'eau et l'alcool, se colorant en pourpre par l'acide sulfurique, et se transformant par l'ammoniaque en *furfuramide,* $H^{12}C^{30}AzO^4$, substance cristalline comparable à l'hydrobenzamide, qui se change elle-même en *furfurine* par l'action d'une dissolution étendue de potasse. La *furfuramide* donne du *thiofurfol,* $H^4C^{10}S^2O^2$, lorsqu'après l'avoir dissoute dans l'alcool, on la traite par l'acide sulfhydrique. Le furfurol présente quelque analogie avec les aldéhydes.

Du fucusol. $H^4C^{10}O^4$.

On obtient le fucusol en distillant des algues avec de l'acide sulfurique. Il est isomérique avec le furfurol. Il est liquide, huileux, incolore; mais il se colore au bout de quelques jours à l'air et à la lumière, en jaune, puis en brun; sa densité est de 1,150 à 13°,5. Il bout à 172°; il exige 14 parties d'eau pour se dissoudre. Il colore la peau en jaune, et cette couleur devient rose par son contact avec l'aniline. L'ammoniaque le transforme en *fucusamide,* $H^{12}C^{30}Az^2O^4$, qui se change elle-même en *fucusine* par l'action de la potasse. L'acide sulfhydrique donne avec une dissolution alcoolique de fucusamide du *thiofucusol,* $H^4C^{10}S^2O^2$.

De l'hellénine. $H^{28}C^{42}O^6$.

L'hellénine est extraite de la racine d'aunée (*inula helenium*) par l'alcool bouillant; par le refroidissement, elle cristallise en prismes quadrilatères, incolores, d'une odeur et d'une saveur très-faibles, plus légers que l'eau, insolubles dans ce liquide, facilement solubles dans l'alcool et dans l'éther. Elle fond à 72°, bout entre 275° et 280°, et se volatilise un peu avant. Lorsqu'on la maintient pendant quelque temps en fusion à une température élevée, elle donne, par le refroidissement, une masse qui a l'aspect de la colophane.

M. Gerhardt dit en avoir isolé, par l'action de l'acide phosphorique anhydre, un carbure d'hydrogène, H^8C^{15}. Il mentionne aussi des pro-

duits qui résultent de l'action de l'acide azotique et du chlore sur cette matière; mais l'examen et l'analyse de ces produits sont trop incomplets pour que je les décrive.

L'acide sulfurique la transforme en acide *sulfohellénique,* et l'acide azotique en *nitrohellénine.* Le chlore la change en chlorhellénine : dans ces deux derniers composés, 1 équivalent d'hydrogène se trouve remplacé par 1 d'acide hypoazotique ou de chlore.

De l'athamanthine. $H^{15}C^{24}O^{7},HO$.

Elle existe dans l'*athamantha oreoselinum.* Elle est solide, d'une odeur de graisse rance, fusible dans l'eau bouillante, fixe, décomposable par le feu, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles grasses et essentielles. L'acide chlorhydrique l'absorbe, et donne des cristaux décomposables par la chaleur en acide valérianique et en oréosélone, $H^5C^{14}O^3$, et par l'eau bouillante en acide valérianique et en *oréoséline,* $H^6C^{14}O^4$. Elle fournit aussi de l'acide valérianique quand on la traite par l'acide sulfurique concentré.

De l'asarine. $H^{13}C^{20}O^{5}$.

Elle existe dans l'*asarum.* Elle fond à 120°. Le chlore la convertit en une matière verte qui bout à 220° = $H^{11}C^{20}Cl^2O^5$. L'acide azotique la transforme en une matière rouge résinoïde et incristallisable.

ESSENCES SULFURÉES.

De l'essence de moutarde noire. $H^5C^8AzS^2$.

La graine de moutarde noire contient de l'acide myronique combiné avec la potasse et de la myrosine; elle ne renferme pas d'*essence;* celle-ci prend naissance sous l'influence de l'eau, à peu près comme l'essence d'amandes amères, par la réaction de la myrosine sur l'acide myronique. Isolés, ces deux corps ne produisent point d'essence, même avec l'eau; mais dès qu'on les mêle, leurs éléments réagissent, et il en résulte l'essence de moutarde noire.

Cette *essence* est incolore lorsqu'elle est récente et pure; mais en vieillissant, elle devient jaune; elle a une odeur forte et irritante, une saveur âcre et caustique; sa densité varie de 1,038 à 1,015; elle n'exerce pas de pouvoir rotatoire. D'après MM. Robiquet et Bussy, son point

d'ébullition, qui commence à 110°, s'élève peu à peu jusqu'à 155°, ce qui dépend d'une altération que lui fait subir la chaleur; en effet, l'essence se partage alors en trois huiles distinctes qui ont des points d'ébullition différents. L'alcool et l'éther la dissolvent aisément; l'eau, au contraire, la précipite de ces dissolutions.

L'essence de moutarde dissout à chaud et en grande quantité le phosphore et le soufre, qui s'en séparent à l'état cristallin. Le chlore l'attaque très-fortement.

Lorsqu'on la chauffe avec du potassium, il se forme du sulfure et du sulfocyanure de potassium; cette réaction doit être faite avec précaution, car elle détermine une explosion quelquefois assez violente.

En chauffant l'essence de moutarde avec la chaux sodique, on obtient l'oxyde d'allyl, H^5C^6O. Lorsqu'on mélange peu à peu de l'ammoniaque avec de l'essence de moutarde, elle s'y unit, et donne naissance à de la *thiosinammine*. L'hydrate de protoxyde de plomb transforme l'essence de moutarde en *sinapoline*. On peut considérer l'essence de moutarde noire comme un composé d'essence d'ail, H^5C^6S, et de sulfocyanogène, C^2AzS. Elle possède une action vésicante très-énergique.

On l'obtient en distillant avec de l'eau le tourteau de graines de moutarde noire dont on a extrait l'huile grasse; l'eau a été préalablement laissée en digestion pendant quelques heures à la température de 25° à 30 .

Thiosinammine, H^5C^8, H^3Az, AzS^2. — Alcaloïde cristallisable en bases rhombes, d'un blanc éclatant, fusibles à 70°, solubles dans l'eau, dans l'alcool et l'éther; ces dissolutions sont neutres au papier de tournesol. Elle se dissout également dans les acides sulfurique, azotique et acétique; mais les sels qu'elle forme ne cristallisent pas. Chauffée avec le protoxyde de plomb ou le bioxyde de mercure, elle perd son soufre, et se transforme en un autre alcaloïde, la *sinammine*.



$$\underbrace{H^5C^8,H^3Az,AzS^2}_{\text{Thiosinammine.}},\ \underbrace{2\,PbO}_{\text{Oxyde de plomb.}} = \underbrace{H^6C^8Az^2}_{\text{Sinammine.}},\ \underbrace{2\,PbS}_{\text{Sulfure de plomb.}},\ 2HO$$

Sinammine, $H^6C^8Az^2$. — Elle est solide, inodore, d'une saveur amère; elle a une réaction fortement alcaline; elle ne forme qu'un petit nombre de sels cristallisables; elle précipite les sels de cuivre, de plomb, d'argent, et de sesquioxyde de fer.

Sinapoline, $H^{12}C^{14}Az^2O^2$. — Alcaloïde en paillettes d'un éclat gras, bleuissant le tournesol rougi, soluble dans l'eau; cette dissolution donne, avec les bichlorures de mercure et de platine, des précipités cristallins.

Acide myronique (voy. *Acides*).

Myrosine. — Elle existe dans la graine de moutarde noire; elle est incristallisable, et susceptible d'être coagulée, comme l'albumine, par la chaleur, les acides et l'alcool; dans cet état, elle ne jouit plus de la propriété de transformer en essence de moutarde noire le myronate de potasse contenu dans la graine de cette plante, à moins qu'on ne la laisse pendant longtemps sous l'eau. Pour l'obtenir, on épuise par l'eau froide la graine de moutarde *blanche ;* on évapore la liqueur filtrée, et on précipite la myrosine de cette dissolution à l'aide de l'alcool. La graine de moutarde noire ne donnerait pas trace de myrosine, parce qu'aussitôt qu'elle a été mise en contact avec l'eau, elle se change en essence de moutarde noire. La myrosine est le ferment par excellence pour développer la fermentation sinapique.

De l'essence de raifort.

L'essence de *raifort* est plus pesante que l'eau, à laquelle elle communique son odeur et sa saveur âcre et mordicante, quoiqu'elle ne soit que fort peu soluble dans ce liquide. Elle précipite les sels de plomb et d'argent à l'état de sulfures.

C'est à cette huile que le raifort paraît devoir ses propriétés.

L'*essence de cochléaria* est analogue à la précédente.

De l'essence d'ail. H^5C^6S (*monosulfure d'allyl*).

Elle existe dans les gousses d'ail; on l'a considérée comme une combinaison de soufre avec de l'*allyl* (carbure d'hydrogène, H^5C^6). Elle est liquide, incolore, transparente, d'une odeur repoussante, plus légère que l'eau, décomposable à 150°, légèrement soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Elle est rapidement décomposée par l'acide azotique. Dissoute dans l'alcool, elle donne, avec le bichlorure de mercure, un précipité blanc, avec le bichlorure de platine, un précipité jaune, et avec l'azotate d'argent, un précipité de sulfure d'argent mêlé d'un composé blanc cristallin, soluble dans l'eau bouillante, AgO, H^5C^6O, AzO^5, lequel, traité par l'ammoniaque, donne l'*oxyde d'allyl,* sorte d'huile volatile, incolore, d'une odeur désagréable, H^5C^6O.

L'essence d'ail, appliquée sur la peau, y détermine une vésication accompagnée de douleurs assez vives.

On l'obtient en distillant les gousses d'ail avec de l'eau ; on décante

l'huile brune condensée dans le récipient, et on la distille de nouveau dans un bain d'eau salée; le produit de cette seconde distillation est rectifié sur du potassium, jusqu'à ce qu'il ne soit plus attaqué par ce métal.

De l'essence d'asa fœtida. $H^{11}C^{12}S$ ou S^2.

Elle existe dans l'*asa fœtida;* on l'obtient en distillant cette gomme-résine avec de l'eau dans de grands ballons de verre que l'on plonge dans un bain de sel. Elle est d'un jaune clair, limpide, d'une odeur pénétrante d'*asa fœtida.* Elle est neutre au papier de tournesol, et ne rougit pas la peau, comme d'autres huiles sulfurées; elle est un peu soluble dans l'eau, et soluble dans l'alcool concentré et dans l'éther. Elle bout à 140°, en dégageant continuellement du gaz acide sulfhydrique. A l'air, elle devient peu à peu acide, et son odeur se modifie. L'acide chlorhydrique la colore en rouge, en violet, puis en noir. (Hlasiwetz, *Journ. de pharm*, mars 1850.)

Les *oignons* fournissent une huile essentielle analogue.

Les *essences* de *lepidium latifolium* et de houblon, possèdent des propriétés analogues à celles des essences sulfurées que je viens d'examiner.

Il existe encore beaucoup d'autres huiles essentielles, fournies en particulier par la distillation des gommes-résines; mais elles ont été trop étudiées pour que je m'en occupe.

De la créosote. $H^{16}C^{28}O^4$.

La créosote existe dans le goudron de bois, dans l'acide pyroligneux (voy. *Bois*). Elle est liquide, oléagineuse, un peu grasse au toucher, incolore lorsqu'elle est récemment préparée, d'une odeur de fumée désagréable et pénétrante, d'une saveur caustique et brûlante, d'une densité de 1,037 à + 20°, et sans action sur les papiers colorés. Elle bout à 203°, sous la pression de 0,720, et ne se solidifie pas à un froid de 27° — 0°.

Elle forme deux combinaisons avec l'eau à la température de + 20°; la première est une dissolution de 1 partie de créosote et de 400 d'eau, et la seconde une dissolution de 1 partie d'eau dans 10 de créosote. Elle s'unit en toutes proportions à l'alcool, à l'éther et aux huiles essentielles.

Le soufre, l'iode et le phosphore, sont dissous en assez grande quantité par la créosote.

L'acide azotique dissout la créosote en toutes proportions, et par la

chaleur donne avec elle des vapeurs rutilantes très-abondantes. L'acide sulfurique concentré, en petite quantité, la colore en rouge; s'il est plus abondant, elle noircit, perd sa fluidité, et il se dépose du soufre. Elle forme avec la potasse et la soude deux composés, l'un anhydre et huileux, l'autre hydraté, cristallin blanc nacré, qui ne constituent pas des savons, car les acides faibles en séparent la créosote non décomposée. Elle dissout un très-grand nombre de sels sans les altérer; je citerai particulièrement les acétates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de plomb, de zinc, les chlorures d'étain, de calcium, etc.; tandis qu'elle décompose et réduit à l'état métallique l'acétate et l'azotate d'argent. L'alcool, les éthers sulfurique et acétique, le sulfure de carbone, l'eupione et le naphte, s'unissent en toutes proportions avec la créosote. Elle coagule l'albumine, et c'est probablement par suite de cette action qu'elle jouit de la propriété d'empêcher la putréfaction de la viande et du poisson; il suffit, en effet, de tremper ces matières pendant un quart d'heure ou une demi-heure dans une dissolution de créosote pour qu'elles soient complétement desséchées et incorruptibles; la propriété que possède sa fumée de conserver les viandes dépend sans doute de la créosote qu'elle renferme.

La créosote agit à la manière des poisons; appliquée sur la langue, elle l'altère instantanément; elle détruit l'épiderme en très-peu de temps, et tue les petits animaux, les poissons, etc. On l'a employée avec succès dans plusieurs cas de carie, surtout de carie dentaire, dans la pourriture d'hôpital, dans certaines affections cancéreuses, dans la brûlure, et en général dans tous les cas où l'huile de Dippel a paru utile. On l'administre pure, en dissolution dans l'eau, ou sous forme d'onguent.

Préparation. On distille le goudron de bois jusqu'à la consistance de la poix des cordonniers; le liquide condensé dans le récipient se divise en deux parties, dont une, plus pesante, occupe le fond; on sature celle-ci avec du carbonate de potasse, on laisse reposer, et on décante l'huile qui surnage. On distille de nouveau cette huile, mais on ne recueille encore que les parties qui passent en dernier et qui tombent au fond de l'eau du récipient. On agite à plusieurs reprises cette huile avec de nouvelles portions d'acide phosphorique étendu; on laisse reposer la liqueur, on lave à l'eau jusqu'à ce que celle-ci ne manifeste plus de réaction acide, et enfin on distille dans une cornue avec une nouvelle quantité d'eau chargée d'acide phosphorique, en ayant soin de cohober de temps en temps. On obtient dans le récipient une huile incolore que l'on dissout dans une dissolution de potasse caustique de la densité de 1,12; on enlève l'eupione qui surnage; on laisse

a liqueur exposée au contact de l'air dans un large vase; l'huile devient brune par l'oxydation d'une substance étrangère qu'elle renfernait; on sature par l'acide sulfurique, et on enlève, pendant qu'elle est encore chaude, l'huile qui se trouve ainsi de nouveau isolée; enfin on a distille : il reste dans la cornue un résidu bitumineux. La dissolution dans l'alcali caustique et les autres opérations doivent être répétées jusqu'à ce que l'huile ne brunisse plus à l'air, et qu'elle ne prenne plus qu'une teinte légèrement rougeâtre; on distille l'huile dans une cornue avec une dissolution de potasse caustique plus concentrée; on continue la distillation tant que la liqueur passe claire; enfin on rectifie le produit en le distillant de nouveau dans une petite cornue. On rejette les premières parties, qui renferment beaucoup d'eau, et on ne recueille que les dernières, qui sont de la créosote pure. (*Ann. de chim.*, juillet 1833.) Buchner a indiqué un autre procédé (voy. *Journ. de pharm.*, juillet 1834).

DEUXIÈME GROUPE.

Des principes immédiats neutres, composés seulement d'hydrogène et de carbone.

DES CARBURES D'HYDROGÈNE.

Ces principes sont excessivement nombreux, et jouent un grand rôle dans la chimie organique; plusieurs d'entre eux ont été déjà décrits soit dans la chimie minérale, soit en parlant des principes immédiats qui les fournissent par suite de réactions variées. Voici les noms des principaux d'entre eux :

Protocarb. d'hydrogène.
Bicarbure d'hydrogène.
Gaz double bicarb. d'hydrogène.
Eupione.
Pittacale.
Naphtaline.
Paranaphtaline.
Paraffine.
Rétinaphte.
Rétiline.
Rétinole.
Rétistérène.
Benzoène.
Styrole.
Colophène.
Oléène.
Élaène.
Cérotène.
Cinnamène.
Métacinnamène.
Carbures des acides stéarique et margarique.
Carbures du succin.
Hévéenne.
Caoutchine.
Carbures du gaz de l'éclair.

Huile de vin légère.
Éthyle.
Méthyle.
Méthylène.
Tolène.
Amylène.
Paramylène.
Métamylène.
Térébène.
Citrène.
Citrilène.
Stilbène.
Cumène.
Menthène.
Cédrène.
Cétène.
Cholestérone.
Cholestéarone.
Valyle.
Carb. de l'essence de rue.
Campholène.
Anisène.

Idrialine.
Carbure de naphte.
Scheererite.
Cymène.
Gaultherylène.
Carvène.
Bornéenne.
Caoutchouc pur.

En laissant de côté les 3 carbures d'hydrogène que j'ai étudiés à la p. 246 du tome I[er], les autres peuvent être divisés en ceux qui existent dans les goudrons qui proviennent de la distillation sèche des matières végétales et animales, en ceux qui ont une autre origine et qui sont le produit de l'art, et enfin en ceux que l'on trouve dans la nature.

§ I[er]. — CARBURES D'HYDROGÈNE

contenus dans les goudrons ou provenant de la décomposition par le feu de diverses substances organiques.

On doit à Reichenbach, qui le premier a attiré l'attention des savants sur cette série de corps, la découverte de plusieurs de ces carbures.

De l'eupione. HC.

L'eupione est contenue plus particulièrement dans les goudrons provenant des matières animales. C'est une huile liquide, même à — 20°, incolore, limpide, inodore, sans saveur, neutre aux couleurs végétales, bouillant à 169°, et d'une densité de 0,740 à 22°; elle ne s'enflamme qu'autant qu'elle est chaude, et brûle avec une belle flamme vive et sans répandre de fumée si l'on se sert d'une mèche. L'alcool concentré, l'éther et les huiles essentielles, la dissolvent presque en toutes proportions, tandis qu'elle est insoluble dans l'eau.

Elle n'agit sur le soufre, le sélénium et le phosphore, que comme dissolvant, et seulement lorsqu'elle est chaude. Le chlore, le brome et l'iode, paraissent l'attaquer.

Elle gonfle considérablement le caoutchouc, et finit par le dissoudre à une température suffisamment élevée.

Quelques chimistes pensent que l'eupione n'est qu'un mélange de plusieurs carbures d'hydrogène analogues à ceux qui constituent le pétrole.

Préparation. On distille 8 livres de goudron animal, jusqu'à ce qu'on en ait obtenu 5, que l'on réduit à 3 par une nouvelle distillation. On mêle ces 3 litres avec 500 grammes d'acide sulfurique concentré, auquel il est bon d'ajouter un peu d'acide azotique; en laissant déposer, on obtient une couche d'une huile jaune, volatile, qui surnage un liquide acide fortement coloré en rouge. On décante la couche supérieure et on la distille aux trois quarts. Le produit huileux recueilli et incolore est lavé avec une lessive chaude de potasse; il se forme deux couches que l'on sépare; on distille de nouveau la partie huileuse avec moitié seulement de son poids d'acide sulfurique, jusqu'à ce que les trois quarts aient passé dans le récipient, puis on lave de nouveau à la potasse. Enfin, après avoir desséché ce produit dans le vide, on le fait bouillir avec quelques décigrammes de potassium, qui en sépare des flocons rouges, et l'on continue l'ébullition, tant que le métal se ternit. On sépare en dernier lieu la *paraffine*, que l'eupione ainsi préparée pourrait retenir, en traitant par l'alcool, qui la précipite. Une chaleur convenable vaporise ensuite l'alcool et laisse l'eupione pure.

M. Reichenbach a retiré encore des goudrons deux autres huiles particulières, qu'il désigne sous les noms de *picamare* et de *capnomor;* mais qui n'ont pas été assez étudiées pour que je les décrive.

De la pittacale.

Matière particulière contenue dans les goudrons, qui ressemble beaucoup à l'indigo, dont elle possède la belle couleur bleue, se dissolvant bien dans l'acide sulfurique, et pouvant être fixée, à l'aide de mordants alumineux, sur la toile et le coton. On la prépare en la précipitant d'une dissolution alcoolique de picamare ou de goudron par la baryte (voir, pour les détails, le *Journ. de pharm.,* t. XX, pag. 362).

De la naphtaline. H^8C^{20}.

La naphtaline a été découverte, par M. Kidd, dans les produits de la distillation du goudron de houille. Elle se forme aussi lorsqu'on décompose par le feu le benzoate de chaux, ou les vapeurs d'alcool ou de camphre. Elle est solide à la température ordinaire, très-blanche, douce

et onctueuse au toucher, d'une odeur analogue à celle du narcisse, d'une saveur piquante, d'une densité de 1,048, neutre aux réactifs colorés, fusible à 79°, et entrant en ébullition à 212°; cependant elle peut se sublimer sans fondre; alors elle cristallise en lames rhomboïdales, transparentes et très-brillantes. La chaleur paraît avoir très-peu d'action sur elle.

Lorsqu'on l'enflamme, elle brûle rapidement en répandant beaucoup de fumée. La densité de sa vapeur est de 4,528, et représente quatre volumes.

Elle est insoluble dans l'eau froide, mais un peu soluble dans l'eau chaude, d'où elle se dépose par le refroidissement. L'alcool, l'éther, les huiles grasses et essentielles, la dissolvent en grande quantité, et plus à chaud qu'à froid.

Soumise à l'action du chlore, la naphtaline se liquéfie, s'échauffe, et laisse dégager du gaz chlorhydrique; ce liquide a pour formule $H^8C^{20}Cl^2$ (1 équivalent de naphtaline avec 2 de chlore). Si on prolonge l'action du chlore, on obtient un corps blanc solide, cristallisable s'il a été dissous dans l'éther $= H^8C^{20}Cl^4$ (1 équivalent de naphtaline et 4 de chlore). En soumettant ces deux matières à l'action de divers réactifs, ou bien en traitant par le chlore les produits qu'elles donnent par la distillation, on prépare un grand nombre de composés analogues, tels que la naphtaline *monochlorée,* $H^7C^{20}Cl$, *bichlorée, trichlorée, quadrichlorée, sexchlorée, perchlorée;* cette dernière a pour formule $C^{20}Cl^8$. Le brome donne des produits analogues aux précédents; ainsi M. Laurent a obtenu de la naphtaline *mono, bi, tri* et *quadribromée;* cette dernière est représentée par $H^4C^{20}Br^4$. En faisant réagir successivement sur la naphtaline le brome et le chlore, le même chimiste a donné naissance à des composés plus complexes, tels que les naphtalines *bromobichlorée, bibromochlorée, bromotrichlorée* et *bibromotrichlorée;* cette dernière a pour formule $H^3C^{20}Br^2Cl^3$. On peut encore produire des chlorhydrates de naphtaline *chlorée* ou *bromée,* ou à la fois chlorée et bromée. *Exemples :* $H^7C^{20}Cl, HCl$; $H^4C^{20}Br^4, HBr$; $H^5C^{20}Br^2Cl, HCl$. On voit que les corps dont je viens de parler dérivent en général de la naphtaline par substitution, et qu'un ou plusieurs équivalents d'hydrogène sont remplacés par un ou plusieurs équivalents de chlore ou de brome.

L'acide azotique bouillant transforme la naphtaline en une huile solide *mononitronaphtaline,* H^7C^{20}, AzO^4; d'où il suit que l'acide azotique a cédé un équivalent d'oxygène, qui s'est combiné avec un équivalent d'hydrogène de la naphtaline; en continuant l'action de l'acide, on obtient la

binitronaphtaline et la *trinitronaphtaline.* La mononitronaphtaline donne, avec le sulfhydrate d'ammoniaque, la *naphtalidame* ou *naphtalidine,* base organique $=H^9C^{20}Az$, laquelle, sous l'influence du sesquichlorure de fer et de corps oxydants, se convertit en *naphtamène,* substance nouvelle d'un beau bleu, assez analogue à l'orcine, tandis que la *bi* et la *trinitronaphtaline* produisent d'autres alcaloïdes, tels que $H^8C^{20}Az^2$ et $H^7C^{20}Az^3$. Si l'on fait agir l'acide azotique sur les naphtalines *chlorées,* on obtient d'autres composés dans lesquels tantôt l'hydrogène est remplacé par AzO^4, tantôt par de l'oxygène.

En chauffant une dissolution alcoolique de nitronaphtaline et une dissolution très-concentrée de sulfite d'ammoniaque neutre, M. Piria a transformé la nitronaphtaline en naphtalidine, laquelle, à l'état naissant, s'unit aux éléments de l'acide sulfureux pour former deux composés isomériques acides de la formule $H^8C^{20}AzS^2O^5,HO$, qu'il a désignés sous les noms d'acide *naphtionique* et thionaphtamique.

L'acide sulfurique concentré à 90° donne, avec la naphtaline, des acides composés, tels que l'acide *sulfonaphtalique,* $H^7C^{20}S^2O^5$, et l'acide *sulfonaphtique.* Si l'acide était *anhydre,* on obtiendrait, *en outre,* deux substances neutres cristallisables, la *sulfonaphtaline,* $H^8C^{20}SO^2$, et la *sulfonaphtalide,* $H^{10}C^{24}SO^2$. En agissant sur les naphtalines *tri* et *quadrichlorées,* l'acide sulfurique monohydraté donne des acides analogues à l'acide sulfonaphtalique.

Le chlorure de naphtaline, $H^8C^{20}Cl^4$, traité par l'acide azotique, fournit l'acide *phtalique,* $H^4C^{16}O^6, 2HO$. Le phtalate d'ammoniaque distillé donne le *phtalimide,* $H^5C^{16}O^4Az$.

Préparation. On retirait autrefois la naphtaline du goudron de houille en distillant celui-ci à une haute température, et en soumettant le produit à l'action du froid pour en faire déposer la naphtaline. Aujourd'hui on distille une ou deux fois la naphtaline que l'on trouve en grande quantité dans les tuyaux de condensation des usines à gaz; on la dissout ensuite dans l'alcool pour l'obtenir parfaitement pure.

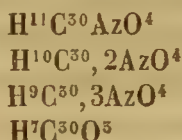
Acide naphtionique, $H^8C^{20}AzS^2O^5,HO$. — Il est blanc, en cristaux aciculaires d'un éclat satiné, insolubles dans l'eau froide et dans l'alcool, solubles dans l'eau bouillante; il est très-stable et déplace l'acide acétique de ses combinaisons; il n'est pas attaqué par les acides sulfurique et chlorhydrique à 200°; l'acide azotique bouillant le transforme en une matière résineuse brune; il n'est guère décomposé que par les oxydants énergiques. Les naphtionates sont tous solubles et facilement cristallisables.

Acide thionaphtamique. — Il n'a pas été obtenu libre. Les thionaphta-

mates de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont solubles et cristallisables. Lorsqu'on essaie de le séparer de ces sels, il se transforme en acide sulfurique et en naphtalidine. Ces sels distillés donnent une grande quantité de naphtalidine. (Piria, *Comptes rendus,* séance du 30 septembre 1850.)

De la paranaphtaline. $H^{12}C^{30}$.

Cette substance est isomère de la naphtaline; on la trouve aussi dans le goudron de houille. On l'obtient dans les derniers produits de la distillation de ce goudron par les mêmes moyens que la naphtaline, seulement on peut la purifier par deux ou trois distillations successives. Elle est blanche et cristallisée en petits grains, ce qui la distingue déjà de la naphtaline; elle n'entre en fusion qu'à 180°, et ne bout qu'au delà de 300°; elle est insoluble dans l'eau, et à peine soluble dans l'alcool, même bouillant, caractère qui la distingue facilement de la naphtaline. Avec l'acide azotique, elle donne les corps suivants :



$$H^{11}C^{30}AzO^4$$
$$H^{10}C^{30},2AzO^4$$
$$H^9C^{30},3AzO^4$$
$$H^7C^{30}O^5$$

Elle offre la même composition; toutefois, la densité de sa vapeur étant égale à 6,741, elle ne représente pour 2 volumes que 3 volumes de naphtaline.

De la paraffine. $H^{50}C^{48}$.

La paraffine a été découverte par M. Reichenbach dans les produits de la distillation de beaucoup de matières organiques. Elle est blanche, cristalline, inodore, insipide et ductile; elle peut acquérir par la raclure un aspect gras, analogue à celui de la cétine; elle fond à 43° ou 44° en un liquide incolore, transparent, oléagineux; elle entre en ébullition à une température plus élevée, et distille sans altération. Exposée à l'action de la chaleur dans une cuiller de platine, elle s'enflamme et brûle sans fumée. Elle ne fait pas tache comme la graisse. Sa densité est de 0,870.

Elle ne paraît être attaquée par aucun corps; cette indifférence lui a fait donner son nom, qui dérive de *parum affinis*.

La paraffine est insoluble dans l'eau; elle est facilement soluble dans

es huiles de térébenthine, de goudron et de naphte. Cent parties d'éther à 25° dissolvent 140 parties de paraffine; l'alcool absolu n'en dissout que peu à froid; bouillant, il n'en prend que 3,45 pour 100. Elle est neutre aux couleurs végétales.

Préparation. Aujourd'hui on l'obtient très-facilement et en abondance en distillant un mélange de cire et de chaux; elle passe avec un peu d'huile, dont on la sépare par expression, et en la traitant par l'alcool, qui la dissout à peine, et qui entraîne les autres produits.

Le premier moyen qui fut employé consistait à distiller plusieurs fois l'huile de goudron pesante; on la mêlait avec de l'acide sulfurique concentré par petites portions (un quart de son poids), et on élevait la température jusqu'à 100°. On abandonnait ensuite le mélange à lui-même, pendant douze heures au plus, dans une étuve, afin que la paraffine ne pût pas se figer; au bout de ce temps, on trouvait à la surface du mélange un liquide huileux, incolore, que l'on décantait, et qui, par le refroidissement, laissait déposer la paraffine. On la lavait avec de l'eau, et on l'exprimait dans des papiers absorbants; enfin on la dissolvait dans l'alcool concentré et bouillant, d'où elle se déposait par le refroidissement. On l'a obtenue en assez grande quantité, dans ces derniers temps, en distillant des schistes, pour que des fabricants trouvent du profit à l'introduire dans les bougies stéariques, qui n'offrent que l'inconvénient de brûler plus vite.

Des carbures

provenant de la décomposition des résines par le feu.

Ces carbures sont : 1° le *rétinaphte,* H^8C^{14}, bouillant à 108°, isomère avec le benzoène; 2° le *rétinyle,* $H^{12}C^{18}$, bouillant à 150°; 3° le *rétinole,* H^6C^{12}, bouillant à 240°, isomère de la benzine; 4° le *rétistérène* (*métanaphtaline*) cristallin, fondant à 65°, bouillant à 325°, isomère de la naphtaline. On emploie quelquefois un mélange des deux premiers de ces carbures pour remplacer l'essence de térébenthine; le rétinole sert à préparer certaines encres d'imprimerie; mélangé à la chaux, il constitue la graisse noire dont on fait usage pour graisser les roues, les machines, etc.; 5° le *benzoène* ou anisène, H^8C^{14}, produit de la distillation du sang-dragon et de la résine du baume de Tolu (voy. ces mots); 6° le *colophène,* $H^{32}C^{40}$; il est liquide, incolore, paraissant quelquefois bleuâtre, d'une densité de 0,940; 7° le *styrole,* obtenu en distillant le styrax liquide; il est isomère avec le benzoène; il est limpide, incolore, soluble dans l'alcool et dans l'éther, bouillant à 315°; il est poly-

mère de l'essence de térébenthine; sa molécule est deux fois plus forte. On l'obtient en décomposant la colophane par le feu.

De l'oléène et de l'élaène.

Ils sont le résultat de la décomposition par le feu des acides métaoléique et hydroléique; ils sont isomériques du bicarbure d'hydrogène gazeux. L'oléène, $H^{12}C^{12}$, bout à 55°; son odeur est désagréable et pénétrante. L'élaène, $H^{18}C^{18}$, bout à 110°.

Du cérotène. $H^{54}C^{54}$.

On l'obtient en décomposant la cérotine par le feu (voy. *Cérotine*). Il est cristallin et a l'aspect de la paraffine. Il fond à 57°. Il est soluble dans l'alcool et l'éther. Le chlore humide lui prend 19 équivalents d'hydrogène, et forme du cérotène chloré, $H^{35}C^{54}Cl^{19}$.

Du cinnamène, H^8C^{16}, et du métacinnamène.

Le cinnamène ou *styrol* est le produit de la décomposition par le feu du styrax, du sang-dragon, du cinnamate de cuivre, etc. Le *métacinnamène* (*métastyrol* ou draconyle) est isomérique du cinnamène, et fait partie des produits de la distillation du sang-dragon (voy. ce mot).

Du carbure
produit pendant la décomposition par le feu des acides stéarique et margarique.

Ce carbure a pour formule $H^{34}C^{34}$. Il a été peu étudié.

Des carbures fournis par le succin.

Le succin décomposé par le feu donne plusieurs carbures d'hydrogène liquides, dont le point d'ébullition varie de 140° à 190°. Ils sont isomériques de l'essence de térébenthine.

Des carbures fournis par le caoutchouc.

En décomposant le caoutchouc du commerce par le feu, on obtient plusieurs carbures. Le *caoutchène*, découvert par M. Bouchardat, bout

140,5, et cristallise en aiguilles blanches à — 15°; il est isomérique vec le gaz oléfiant. L'*hévène* ne bout qu'à 351°, et ne se solidifie pas par e froid. Il est également isomérique du bicarbure d'hydrogène gazeux. ntre 14°,5 et 351°, il se produit d'autres carbures. Himly en a isolé un u'il a désigné sous le nom de *caoutchine,* qui bout à 171°, et qui paraît voir la composition de l'essence de térébenthine. Ces divers carbures issolvent très-bien le caoutchouc, dont je ferai l'histoire à la suite des aumes. Celui-ci, quand il a été purifié, constitue-t-il un carbure d'hydrogène formé de 87,2 de carbone et de 12,8 d'hydrogène, comme emble l'indiquer l'analyse qui en a été faite ? Je n'oserais pas l'affirmer, n ayant égard aux travaux de Faraday, desquels il résulte que le suc aiteux *récent* dans lequel se trouve le caoutchouc contient plusieurs maières azotées dont il est difficile de le débarrasser.

Des carbures

produits pendant la décomposition par le feu de l'acide valérianique.

Ces carbures sont le *propylène,* H^6C^6, l'*éthylène,* H^4C^4, et peut-être le utylène, H^8C^8.

Des carbures

provenant du gaz de l'éclairage produit par la décomposition de l'huile.

Lorsqu'on comprime le gaz obtenu par la décomposition de l'huile usqu'à 30 atmosphères environ, on obtient dans les récipients un liuide particulier, tantôt transparent et sans couleur, et tantôt jaune u brun, possédant l'odeur du gaz dont il est saturé au moment de la ompression, odeur qui se dégage bientôt si l'on cesse de comprimer. n soumettant ce liquide à la chaleur de la main, et en faisant passer es vapeurs dans un tube refroidi à 18° — 0°, ces vapeurs se condensent n un liquide incolore fort mobile, d'une densité de 0,627, bouillant sous a pression ordinaire à quelques degrés au-dessous de zéro, et produiant ainsi un gaz incolore qui brûle avec une flamme brillante au conact de l'air, peu soluble dans l'eau, soluble au contraire dans l'alcool, l'où l'eau le précipite. Le chlore l'attaque, et forme avec lui deux omposés distincts. Les alcalis sont sans action sur lui. Il s'unit en rande quantité avec l'acide sulfurique, et produit un corps isomère du az oléfiant, H^2C^2, sans dégagement d'acide sulfureux.

Si l'on élève de plus en plus la température, on la voit devenir sta-

tionnaire pendant quelque temps entre 80° et 90°, et pendant ce temps, à peu près la moitié du liquide soumis à la distillation peut être recueillie dans les récipients. Si alors on soumet ce produit à un froid de 18° au-dessous de zéro, il se partage en un corps liquide, et en un produit solide cristallisé, que l'on sépare en comprimant la partie solide, toujours soumise à un froid de 10 à 15 — 0.

La partie liquide qui s'écoule pendant la compression du corps précédent, n'ayant pas été obtenue à l'état de pureté, n'a pas été analysée d'une manière exacte; elle paraît toutefois être isomère du gaz oléfiant.

M. Couerbe a voulu continuer le travail de Faraday, à qui l'on doit tous ces détails. En examinant le liquide provenant du gaz de l'éclairage comprimé, mais recueilli dans les récipients en dehors de toute pression, il a signalé *six carbures d'hydrogène* particuliers, qu'il séparait et purifiait en fractionnant les produits de la distillation de cinq en cinq degrés. On conçoit facilement qu'il soit possible de produire de cette manière une quantité innombrable de carbures d'hydrogène par des mélanges de deux ou plusieurs corps, qui, entrant en ébullition à des degrés différents, peuvent présenter, suivant les proportions de chacun de ces carbures dans ces mélanges, des densités variables, et des points d'ébullition susceptibles de croître avec la quantité du corps le moins volatil; ce qui confirme cette opinion, c'est que, dans toutes ses analyses, M. Couerbe signale des pertes qu'il évalue en carbone, et qui s'élèvent jusqu'à 0,445. Ces erreurs d'analyse ne sont guère propres à inspirer de la confiance.

§ II. — CARBURES D'HYDROGÈNE

produits par l'art, et qui ne sont pas le résultat de la seule action du feu.

Huile de vin légère (voy. p. 182).

De l'éthyle. $H^5C^4 = 2$ vol.

Lorsqu'on fait agir à la température de 150°, dans un bain d'huile, du zinc sur l'éther iodhydrique, on obtient un gaz composé de 50,03 d'*éthyle*, de 25,79 de *méthyle*, de 21,70 de *méthylène*, et de 2,48 d'azote. Les trois premiers corps pouvant être condensés à l'état liquide, et le point d'ébullition de l'éthyle étant supérieur à ceux du méthyle et du méthylène, il est évident qu'on peut l'obtenir en ne recueillant que les portions qui passent les dernières à la distillation.

L'éthyle est un gaz incolore, d'une odeur éthérée faible, d'une den-

sité de 2,00394, brûlant avec une flamme blanche très-éclairante. A 3°+0, sous une pression de 2 atmosphères ½, il se condense en un liquide incolore, très-mobile; il ne se liquéfie pas à —18° sous la pression ordinaire de l'atmosphère; il est insoluble dans l'eau, et facilement soluble dans l'alcool. L'oxygène ne l'altère pas à froid, même en présence de l'éponge de platine; à chaud, l'éponge de platine rougit, il se dépose du charbon, et il se dégage un gaz qui est probablement du protocarbure d'hydrogène. Le chlore et le brome sont sans action sur lui dans l'obscurité; à la lumière diffuse, le volume du gaz diminue considérablement. Les acides sulfurique, azotique et chromique, ne l'altèrent pas.

Du méthyle. H^3C^2.

Il est le résultat de l'action qu'exerce un mélange de parties égales d'éther iodhydrique et d'eau sur du zinc à une température peu élevée; il se produit aussi lorsqu'on décompose l'éther cyanhydrique par le potassium, ou l'acide acétique par un courant électrique. Il est gazeux, incolore, d'une odeur éthérée faible, qui disparaît quand on le traite par l'alcool et l'acide sulfurique. Il ne se liquéfie pas à —18°. Il est insoluble dans l'eau et un peu dans l'alcool (Frankland, *Journ. de pharm.*, février 1850).

Du méthylène. H^2C^2.

C'est le carbure d'hydrogène que MM. Dumas et Péligot considéraient comme étant le radical de l'alcool méthylique, $H^4C^2O^2$. On le forme en traitant l'éther iodhydrique par du zinc.

Du tolène. H^8C^{10}.

On l'obtient en distillant du baume de Tolu avec de l'eau. Il est liquide, d'une densité de 0,858 à 10°; sa saveur est piquante, légèrement poivrée; il a une odeur analogue à celle de l'élémi. Il bout vers 160°.

De l'amylène, du paramylène et du métamylène (voy. p. 209).

Du térébène. $H^{16}C^{20}$.

Il est le résultat de l'action à chaud de 1 partie d'acide sulfurique sur 20 parties d'essence de térébenthine. Il est d'une odeur agréable, ana-

logue à celle du thym, sans action sur la lumière polarisée, bouillant à 156°, comme l'essence de térébenthine. Il forme, avec le chlore et avec le brome, deux composés. Il donne avec l'acide chlorhydrique un corps, $2H^{16}C^{20},HCl$, dans lequel il y a moitié moins d'acide chlorhydrique que dans le composé obtenu avec l'essence de térébenthine et le même acide. Il fait la base du camphre liquide de la térébenthine.

Du citrène et du citrilène.

En décomposant par la chaux le camphre solide de l'essence de citron, on obtient le *citrène*, isomérique de l'essence de citron. Il bout à 165°, et n'agit pas sur la lumière polarisée. On obtient le *citrilène* de la même manière, en substituant le camphre liquide au camphre solide. Sa densité est de 0,880; il bout à 175°.

Du stilbène ou du benzoïnène. $H^{12}C^{28}$.

Il est le résultat de la décomposition par le feu de l'hydrure de sulfobenzoïle, $H^{12}C^{28}S^4$ (voy. p. 226). Il est solide, incolore, fusible vers 115°, bouillant à 292°, assez soluble dans l'alcool bouillant. Traité par le chlore, il donne quatre chlorures. L'acide chromique le transforme en essence d'amandes amères. Avec l'acide azotique, il fournit les acides *nitrostilbique* et *binitrostilbique*.

Du cumène. $H^{12}C^{18}$.

Il est le résultat de l'action de la baryte sur l'acide cuminique cristallisé. Il est liquide, bouillant à 151°, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther (voy. *Acide cuminique* pour ses autres propriétés, p. 236).

Du menthène. $H^{18}C^{20}$ (voy. *Essence de menthe*).

Du cédrène. $H^{24}C^{32}$.

On l'obtient en chauffant l'essence de cèdre avec de l'acide phosphorique anhydre. Il est huileux, aromatique, d'une saveur poivrée, d'une densité de 0,984 à 15°. Il bout à 248°.

Du cétène. $H^{32}C^{32}$.

Il est le résultat de l'action de l'acide phosphorique anhydre sur l'*éthal*. Il bout à 275° (voy. p. 214).

De la cholestérone.

Elle est en prismes rhombes, brillants, terminés par deux facettes, fusibles à 68°, pouvant distiller presque sans altération, brûlant avec une flamme fuligineuse, se colorant en rouge par l'acide sulfurique, insolubles dans l'eau, très-solubles dans l'éther, et composées de carbone 87,78, et d'hydrogène 12,22. On l'obtient en traitant la cholestérine par l'acide phosphorique concentré.

De la cholestéarone.

Elle est en aiguilles blanches, soyeuses, fusibles à 175°, s'altérant par la distillation, brûlant avec une flamme fuligineuse, peu solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther, et très-solubles dans les huiles grasses, formées de 87,76 de carbone et de 12,24 d'hydrogène. On l'obtient comme la précédente.

Du valyle. H^9C^8.

M. Kolbe dit l'avoir obtenu en décomposant le valérianate de potasse par la pile. Il est incolore, d'une odeur éthérée très-agréable, d'une saveur d'abord fade, puis caustique. Il bout à 108°. Il est à peine attaqué par l'acide azotique concentré. Le chlore et le brome le décomposent, sous l'influence de la lumière, en formant des produits de substitution (voy. *Journ. de pharm.,* novembre 1849). M. Wurtz préfère désigner ce carbure sous le nom de *butyrile*.

Du carbure de l'essence de rue.

En distillant l'essence de rue sur du chlorure de zinc fondu, on obtient un carbure qui a été peu étudié.

Du campholène (voy. p. 242).

De l'anisène ou benzoène (voy. p. 235).

§ III. — DES CARBURES QUE L'ON TROUVE DANS LA NATURE.

De l'idrialine. HC^3.

Cette substance, signalée primitivement par Payssé, a été examinée depuis par M. Dumas. Elle existe dans un minerai provenant de la mine à mercure d'Idria, et qui offre l'aspect de la houille, si ce n'est qu'il est plus brun. En chauffant ce minerai dans une cornue tubulée, sous l'influence d'un courant d'acide carbonique, l'idrialine vient se condenser sous forme de paillettes très-larges dans le récipient et dans le col de la cornue, que l'on a soin de placer dans une position presque verticale; quelquefois il distille en même temps un peu de mercure, que l'on sépare de l'idrialine en dissolvant celle-ci dans l'essence de térébenthine bien pure et bouillante, d'où elle se précipite en abondance par le refroidissement. L'idrialine est volatile, mais non sans altération. L'acide sulfurique peut en déceler les moindres traces; car, chauffé avec elle, il prend une couleur bleue très-riche.

Des carbures retirés du naphte ou du pétrole.

En chauffant le naphte, produit naturel, on obtient plusieurs carbures, suivant la température à laquelle on agit; toutefois on n'est pas encore parvenu à séparer un liquide présentant un point d'ébullition constant, et l'on n'a obtenu que des mélanges. De nouvelles recherches sont donc nécessaires pour admettre comme carbures définis ceux qui ont été désignés par quelques chimistes sous les noms de *naphtène*, $H^{16}C^{16}$, bouillant à 115°, de *naphtole*, $H^{22}C^{24}$, bouillant à 180°. M. Boussingault paraît avoir retiré du bitume de Bechelbronn un carbure liquide, le *pétrolène*, $H^{32}C^{40}$, distillant à 280°.

De la scheererite, HC^4, de l'ozokérite, et de l'hatchétine.

La *scheererite* existe dans un charbon fossile. Elle fond à 45°, et bout à 200°. Elle paraît isomère de la benzine. L'*ozokérite* est isomère du bicarbure d'hydrogène gazeux, H^4C^4; on la trouve en Moravie; elle est solide, blanche, et d'une cassure conchoïde. L'*hatchétine*, isomère aussi du gaz oléfiant, est solide, et fond à 76°.

Du cymène. $H^{14}C^{20}$ (voy. *Série cuminique*, p. 236).

Du gaulthérylène. $H^{16}C^{20}$ (voy. *Série gaulthérique,* p. 231).

Du carvène. $H^{8}C^{10}$.

Il existe dans l'essence de carvi. Il est huileux, incolore, plus léger que l'eau, d'une odeur aromatique agréable ; il bout à 173°. Il est presque insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Il fournit avec l'acide chlorhydrique du *carvacrol,* essence oxygénée, et un composé solide, cristallisé, fusible à 50°, analogue au camphre artificiel. Le carvène peut être produit en faisant agir de l'acide phosphorique sur l'essence du carvi ou sur le carvacrol.

Du bornéenne (voy. p. 242).

Du caoutchouc pur. $H^{7}C^{8}$.

Il existe dans le çaoutchouc en poires ou du commerce, lequel n'est autre chose que le suc laiteux desséché du *siphonia cahucha* et du *ficus elastica* (voy. *Caoutchouc,* aux *Produits immédiats*). Le caoutchouc pur est blanc, élastique, d'une densité de 0,925. On l'obtient en abandonnant au repos pendant vingt-quatre heures le suc laiteux préalablement mêlé avec quatre fois son poids d'eau ; il se forme à la surface une crème de caoutchouc ; on enlève celle-ci, et on l'agite avec un mélange d'eau, de chlorure de sodium et d'acide chlorhydrique ; le caoutchouc se rassemble de nouveau à la surface ; on le sépare et on le lave, puis on le dessèche en le comprimant entre des papiers et en le mettant dans le vide. Il est sans usages, tandis qu'on emploie souvent le caoutchouc impur du commerce (voy. *Caoutchouc*).

TROISIÈME GROUPE.

Principes neutres azotés.

Ces principes sont la glutine, la légumine, l'amandine, la diastase, l'amygdaline, la synaptase, et l'asparagine. La *protéine,* la *fibrine,* l'*albumine* et la *caséine,* qui existent à la fois dans le règne végétal et dans le règne animal, seront étudiées dans la Chimie animale.

DE LA GLUTINE.

Parmi les principes immédiats que l'on peut extraire du gluten, il en est un qui se dissout dans l'alcool bouillant, qui n'est pas précipité de cette dissolution par le refroidissement, qui s'en sépare au contraire par l'évaporation, et qui fait prendre en masse la liqueur concentrée quand on la refroidit : c'est la glutine proprement dite, accompagnée à la vérité d'une matière grasse que l'on en sépare en la desséchant et en la traitant par l'éther, puis par l'alcool, et enfin par l'eau. Ses propriétés sont peu connues. (Voy. *Gluten*.)

DE LA LÉGUMINE.

Depuis longtemps déjà, M. Braconnot avait signalé dans les haricots, les pois, les fèves, les lentilles, etc., la présence d'une matière azotée dont les propriétés lui semblaient identiques avec celles du caséum, mais que cependant il avait désignée sous le nom de *légumine*.

La légumine est sous forme de flocons d'un aspect nacré et chatoyant; elle est insoluble dans l'alcool et dans l'éther froids ou bouillants, et dans l'eau bouillante; l'eau froide, au contraire, la dissout abondamment, et quand on porte cette dissolution à une température voisine de l'ébullition, elle se coagule et donne des flocons insolubles comme l'albumine.

Soumise à l'action de la chaleur, en vases clos, elle fournit entre 150° et 155° une base huileuse, volatile et alcaline, $H^6C^{10}Az$; du moins M. Stenhouse dit en avoir obtenu en chauffant les haricots, si riches en légumine. Cette base donne un chlorhydrate, un sulfate et un azotate, cristallisables (voy. *Journ. de pharm.*, décembre 1849).

L'acide acétique concentré, en contact avec la légumine, s'y unit, la gonfle, et la rend transparente; le produit qui en résulte est soluble dans l'eau bouillante, et donne par l'évaporation une substance d'aspect gommeux, qui est de la légumine non altérée; mais si l'acide acétique est affaibli par de l'eau, et que la légumine soit en dissolution dans ce dernier liquide, il la précipite immédiatement en flocons blancs, qui deviennent solubles dans un excès d'acide. L'acide chlorhydrique en excès dissout la légumine, en lui faisant prendre la belle couleur bleue violette qui caractérise les substances de ce groupe. L'acide sulfurique faible ou concentré précipite la légumine. L'acide azotique faible la précipite

comme le précédent; mais concentré, il la dissout avec dégagement de gaz bioxyde d'azote, si elle est sèche. L'acide phosphorique trihydraté la précipite aussi, ce qui la distingue de l'albumine.

La potasse, la soude et l'ammoniaque la dissolvent à froid; mais par l'action de la chaleur, les deux premières la décomposent avec dégagement d'ammoniaque. La baryte et la chaux la décomposent également par la chaleur, et en présence de l'eau : il se dégage de l'ammoniaque, en même temps qu'un acide particulier prend naissance. Mais un fait remarquable, c'est qu'une dissolution de légumine est coagulée par quelques gouttes de la présure liquide qu'emploient les fromagers de Paris.

Préparation. On obtient la légumine soit des haricots, des pois, ou des lentilles; pour cela, on concasse la matière, et on la met en digestion dans l'eau tiède pendant deux ou trois heures; on écrase le produit dans un mortier, de manière à former une pulpe, à laquelle on ajoute son poids d'eau froide; au bout d'une heure de macération, on jette le tout sur une toile, et l'on exprime. La liqueur, abandonnée à elle-même, laisse déposer une certaine quantité de fécule : on la filtre, et l'on y verse peu à peu de l'acide acétique étendu de huit à dix fois son poids d'eau, tant qu'il se précipite une substance blanche; car si l'on en ajoutait un excès, tout se redissoudrait, la légumine étant très-soluble dans cet acide. On recueille le précipité sur un filtre, et on le lave avec de l'eau et ensuite avec de l'alcool; on obtient alors la légumine pure, que l'on dessèche pour la conserver. Pour la préparer avec les amandes ou avec la moutarde blanche, il n'est besoin que de traiter par l'eau froide, pendant une heure ou deux, le tourteau de ces semences, d'où l'on a extrait l'huile fixe; on obtient ainsi une liqueur très-abondamment chargée de légumine, sur laquelle on agit ensuite comme je l'ai dit pour les haricots, les pois, etc.

La composition de la légumine, établie par les travaux de M. Dumas, serait formée, pour la légumine extraite :

	Des amandes douces.	De la moutarde blanche.	Des lentilles.	Des pois.	Des haricots.
Carbone.	50,94	50,83	50,46	50,53	50.69
Hydrogène. . . .	6,72	6,72	6,65	6,91	6,81
Azote.	18,93	18,58	18,19	18,15	17,58
Oxygène, etc. . .	23,41	23,87	24,70	24,41	24,92
	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00

Mais, d'après les analyses de MM. Schœrer, Jones, Warentrapp et Will, publiées par M. Liebig, la caséine végétale (nom sous lequel il désigne la substance que j'ai appelée *légumine*) contiendrait :

	Schœrer.	Jones.	Warentrapp.	Will.
Carbone.	54,138	55,05	51,41	51,24
Hydrogène.	7,156	7,59	7,83	6,77
Azote.	15,672	15,89	14,48	13,23
Oxygène.	23,034	21,47	. . .	. . .

(Voir le mémoire de M. Dumas, dans les *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, n° 22 ; 1842.)

Dans un travail récent, M. Lœwenberg établit que la légumine *pure* est *insoluble* dans l'eau froide, et décomposée par l'eau bouillante en un corps plus riche et en un autre moins riche en carbone qu'elle. Il indique un nouveau mode de préparation, et une composition de la légumine différente de celles que j'ai données (voy. *Journ. de pharm.*, juillet 1850).

D'un autre côté, il est des chimistes qui pensent que cette substance pourrait bien n'être qu'un composé de plusieurs principes immédiats : on voit donc que de nouvelles recherches sont encore nécessaires pour que l'on soit fixé sur la nature et les propriétés de ce corps.

DE L'AMANDINE.

Elle existe dans beaucoup de végétaux, et notamment dans l'amande de toutes les rosacées. Elle est soluble dans l'eau et dans les alcalis, insoluble dans l'alcool et l'éther, coagulable par la chaleur et par tous les acides, sans en excepter l'acide acétique et l'acide phosphorique. L'acide chlorhydrique la bleuit. Elle contient plus d'azote que l'albumine. Voici sa composition, d'après MM. Dumas et Cahours :

Carbone.	50,9
Hydrogène. . . .	6,5
Azote.	18,5
Oxygène.	24,1

On voit qu'elle est isomérique avec la légumine.

DE LA DIASTASE.

MM. Payen et Persoz ont extrait pour la première fois, en 1833, de

orge germée, un principe immédiat auquel ils ont donné le nom de *iastase.*

La diastase existe : 1° dans les graines d'orge, d'avoine et de blé germées, près des germes, mais non dans les radicelles des graines germées; 2° dans les tubercules de la pomme de terre germée, près et utour du point d'intersection des jeunes pousses; 3° sous les bourgeons e l'*aylantus glandulosa.* Les céréales et les pommes de terre, avant la ermination, n'en renferment point.

La diastase est formée d'oxygène, d'hydrogène, de carbone et d'azote. lle est solide, blanche, amorphe, insoluble dans l'alcool anhydre, oluble dans l'eau et dans l'alcool faible. Elle s'altère spontanément avec e temps, même lorsqu'elle est enfermée dans un tube de verre et u'elle est assez peu hydratée pour rester pulvérulente. La dissolution queuse est neutre, insipide, et ne se trouble point par le sous-acétate le plomb; abandonnée à elle-même dans l'air comme dans le vide, lle s'altère, devient acide, et dégage de l'acide carbonique, selon I. Guérin.

La diastase exerce sur l'amidon une des actions les plus remarquables que la chimie organique puisse offrir; en effet, si l'on chauffe 2,000 parties l'amidon, délayé dans 1,000 parties d'eau froide, avec une seule partie de diastase, jusqu'à la température de 75° seulement, au bout de quelques heures tout l'amidon a disparu, et l'iode ne le colore plus en bleu; il a été liquéfié d'abord, puis transformé en dextrine, et enfin en glucose, sans avoir rien absorbé ni rien dégagé. Il y a donc là encore une de ces actions mystérieuses que l'on peut assimiler à l'acte de la fermentation ordinaire (voy. *Force catalytique,* t. I, p. 9).

Pour produire le même effet avec l'amidon et l'acide sulfurique, il faudrait au moins 30 fois autant de cet acide que de diastase.

L'orge germée agit sur l'amidon à la manière de la diastase; 6 à 10 parties suffisent pour transformer 100 parties d'amidon en dextrine et en glucose.

Cette action de la diastase sur l'amidon présente les particularités suivantes :

1° La puissance d'action de la diastase est limitée à la température de 75°, au delà de laquelle elle perd toutes ses propriétés.

2° La diastase liquéfie et saccharifie l'empois d'amidon, sans absorption et sans dégagement de gaz, dans l'air comme dans le vide.

3° Les conditions les plus favorables à la production de beaucoup de glucose sont un léger excès de diastase ou d'orge germée, environ 50 parties d'eau pour une d'amidon, et une température de 60° à 65°.

4° Entre les températures de 5° à 12°+0, la diastase liquéfie l'amidon, et le fait passer *seulement* à l'état de dextrine; tandis qu'à 0°, la diastase transforme encore l'amidon en dextrine et en glucose.

5° Le sucre limite singulièrement l'action de la diastase, car on ne peut jamais parvenir à transformer complétement de l'amidon dans une première opération; c'est que la quantité de glucose d'abord produite suffit pour arrêter l'action de la diastase: il faut alors opérer la séparation de la dextrine et du glucose à l'aide de l'alcool, qui précipite la première, et recommencer l'emploi de la diastase, comme en premier lieu.

La diastase est altérée par la plus grande partie des réactifs. Elle n'exerce aucune action sur la gomme, la cellulose, le sucre de canne, l'inuline, l'albumine, le gluten et la levure de bière.

Préparation. On prend de l'orge germée, moulue, et desséchée à l'air libre; on la réduit en poudre; on traite celle-ci par un mélange de 75 parties d'eau et de 25 parties d'alcool à 36 degrés, qui ne dissout guère que la diastase; on exprime fortement le liquide dans un linge, et on le filtre. La dissolution alcoolique filtrée est traitée par de l'alcool *anhydre*, qui précipite la diastase. Pour que l'opération ait un plein succès, il faut que la germination de l'orge soit assez avancée pour que la plumule ait atteint une longueur égale à celle du grain.

La diastase est souvent employée; on s'en sert pour connaître la richesse des amidons et des farines, du pain, et des diverses substances amylacées, pour la fabrication de la bière, pour la préparation de la dextrine et du glucose, dans certaines circonstances, etc.

Pour obtenir la dextrine plus ou moins sucrée à l'aide de la diastase, on délaie dans l'eau l'orge germée, réduite en farine (maïs), on chauffe à 75°, et l'on ajoute peu à peu de l'amidon; quand, à l'aide de l'iode, on s'est assuré que la liqueur ne contient plus d'amidon, on chauffe rapidement la liqueur jusqu'à 100°, on décante, et l'on évapore la liqueur jusqu'en consistance sirupeuse; si, à l'aide de l'élévation de la température, on n'arrêtait pas l'action de la diastase, on obtiendrait beaucoup de glucose.

DE L'AMYGDALINE. $H^{26}C^{40}AzO^{22}$.

Ce principe, découvert par Robiquet et Boutron-Charlard, existe dans les amandes amères et dans les baies du laurier-cerise; on l'obtient en traitant le tourteau d'amandes amères, qui reste après l'extraction de l'huile grasse, par de l'alcool bouillant à 0,93 ou 0,94; on distille le

produit au bain-marie jusqu'en consistance de sirop, on étend d'eau le résidu, en ajoutant un peu de levure de bière pour détruire le sucre qui aurait pu être entraîné, et on l'abandonne dans un endroit chaud. Lorsque la fermentation est terminée, on filtre la liqueur, et on l'évapore de nouveau au bain-marie jusqu'en consistance de sirop. En reprenant ce sirop par de l'alcool à 0,94, toute l'amygdaline se précipite sous forme d'une poudre blanche et cristalline, que l'on presse entre des doubles de papier joseph, pour les purifier ensuite par de nouvelles cristallisations dans l'alcool.

L'amygdaline est cristallisée en paillettes soyeuses ou en aiguilles courtes, sans odeur, d'une saveur faible d'amandes amères; elle exerce le pouvoir rotatoire vers la gauche. Décomposée par la chaleur, elle exhale une odeur d'aubépine, et laisse un charbon volumineux. A la température ordinaire, elle est à peine soluble dans l'alcool anhydre, qui en dissout davantage à la température de l'ébullition. Elle est très-soluble dans l'eau: une dissolution saturée à 40° produit, par le refroidissement, de grands prismes transparents, d'un aspect soyeux, et renfermant 10,57 pour 100 d'eau ou 6 équivalents; cette eau se dégage à 120°.

Le chlore sec ne l'altère pas; le chlore humide la gonfle, et la change en une poudre blanche insoluble dans l'eau et dans l'alcool.

En soumettant l'amygdaline à l'action des corps oxydants, tels que l'acide azotique, le bioxyde de manganèse mélangé à l'acide sulfurique, etc., elle donne de l'ammoniaque, une grande quantité d'essence d'amandes amères, de l'acide benzoïque, de l'acide formique et de l'acide carbonique.

Les alcalis caustiques la transforment en ammoniaque, qui se dégage, et en acide *amygdalique,* $H^{26}C^{40}O^{24}, HO$.

Les amandes amères fournissent 3 ou 4 pour 100 d'amygdaline.

L'amygdaline, en réagissant sur la *synaptase* ou *émulsine,* sous l'influence de l'eau, produit de l'essence d'amandes amères, aux dépens de ses propres éléments et de ce corps.

Une partie de synaptase suffit pour décomposer 10 parties d'amygdaline. L'émulsion d'amandes douces contenant beaucoup de synaptase, on voit pourquoi l'on obtient de l'essence d'amandes amères en versant cette émulsion dans une dissolution de 1 p. d'amygdaline dans 10 p. d'eau; dans cette réaction, analogue à celle que la levûre de bière exerce sur les sucres (voy. *Fermentation*), il se produit aussi de l'acide cyanhydrique.

DE LA SYNAPTASE (ÉMULSINE). $H^{25}C^{20}Az^{2}O^{32}$.

Cette substance a été analysée, pour la première fois, par Robiquet en 1833. On la trouve plus particulièrement dans les amandes douces; les amandes amères en contiennent aussi. Pour l'obtenir, on délaie du son d'amandes douces privé de son huile fixe dans le double de son poids d'eau pure; on laisse ainsi macérer pendant deux heures, et on soumet le tout à la presse; on verse dans la liqueur filtrée de l'acide acétique tant qu'il se forme un précipité de matière albumineuse; on ajoute, après cela, de l'acétate de plomb pour précipiter la gomme, et l'on a ainsi une liqueur qui renferme de l'acide acétique libre, de l'acétate de plomb, du sucre et de la *synaptase*; on sépare le plomb par un courant de gaz acide sulfhydrique, et l'on précipite la synaptase en versant de l'alcool dans la liqueur filtrée; le sucre et l'acide acétique libres restent en dissolution; la synaptase est recueillie sur un filtre, lavée à l'alcool, et desséchée dans le vide, près de l'acide sulfurique.

Elle est d'un blanc jaunâtre, d'aspect corné, dure, friable, opaque et poreuse, insipide, ayant une légère odeur, très-soluble dans l'eau, et à peu près insoluble dans l'alcool. Sa dissolution aqueuse se trouble au bout de peu de temps, acquiert une odeur fétide, et précipite une matière blanche floconneuse; elle est coagulée à la température de 60°. Elle ne précipite ni par les acides ni par l'acétate de plomb; le tannin y fait naître un abondant précipité; l'iode la colore en rose d'une manière très-prononcée, sans donner de précipité. Elle n'est pas colorée par l'acide chlorhydrique comme l'albumine. Les alcalis la décomposent et en dégagent de l'ammoniaque.

Mise en contact avec l'amygdaline et de l'eau, elle développe de suite de l'essence d'amandes amères, à moins qu'elle *n'ait été coagulée par la chaleur*. Le suc gastrique empêche la synaptase d'agir sur l'amygdaline; que l'on arrête la sécrétion du suc gastrique chez un chien en coupant les nerfs pneumogastriques, que l'on ingère dans l'estomac de la synaptase, et une demi-heure après de l'amygdaline, le chien mourra empoisonné par l'acide cyanhydrique, et la synaptase n'aura pas agi sur l'amygdaline. Rien de semblable n'aura lieu avec un autre chien dont les nerfs pneumogastriques n'auront pas été coupés.

La synaptase, différente en cela de l'albumine, ne contient pas de soufre.

DE L'ASPARAGINE (ASPARAMIDE, ALTÉINE, AGÉDOÏLE). $H^7C^8Az^2O^5,HO$.

L'asparagine fut découverte, en 1805, par Vauquelin et Robiquet; plus tard, MM. Henry et Plisson démontrèrent que plusieurs corps que l'on avait regardés comme des principes immédiats particuliers n'étaient que de l'asparagine. On la trouve dans les pousses d'asperges, les fèves, les haricots, les lentilles, les pois, le trèfle, la luzerne, le sainfoin, le cytise faux ébénier, la vesce, le bois de réglisse, la racine de guimauve, la grande consoude, les pommes de terre, etc.

Vauquelin et Robiquet la préparaient en faisant bouillir le suc récent des asperges, et l'asparagine se déposait par la concentration. M. Régimbeau, au contraire, pense que l'asparagine ne se développe que par la fermentation, et qu'elle ne préexiste pas dans les asperges récentes. Quoi qu'il en soit, pour l'obtenir, on emploie avec avantage la racine de guimauve, que l'on coupe en menus morceaux, et que l'on fait macérer avec un lait de chaux très-clair à la température ordinaire, ou mieux encore à une température qui ne dépasse pas 5 à 6° + 0. On filtre, on précipite la chaux par du carbonate d'ammoniaque, et l'on évapore le liquide filtré au bain-marie jusqu'en consistance de sirop; au bout de trois ou quatre jours, il s'en sépare des cristaux grenus d'asparagine, que l'on purifie par le lavage et par de nouvelles cristallisations. MM. Pelouze et Boutron se servent, au lieu de chaux, d'eau pure, et procèdent comme il vient d'être dit.

L'asparagine cristallise en prismes transparents, droits et à base rhombe, ou raccourcis et à six pans, contenant deux équivalents d'eau; sa densité est de 1,519 à 14°; elle est inodore, d'une saveur fraîche et fade, et craque sous la dent. Les cristaux deviennent opaques par la dessiccation, et perdent deux équivalents d'eau à 100°. Elle est soluble dans 58 parties d'eau à 13°, insoluble dans l'alcool absolu, dans l'éther, et dans les huiles grasses et essentielles.

SECTION DEUXIÈME.

PRINCIPES IMMÉDIATS COLORANTS.

Ces matières se trouvent dans toutes les parties des plantes, unies tantôt à quelques principes immédiats incolores, tantôt à des principes colorés. Plusieurs d'entre elles contiennent de l'azote. Leur couleur

varie à l'infini ; elles paraissent toutes être solides, et, pour la plupart, insipides et inodores. Il en est qui cristallisent facilement. Plusieurs sont volatiles. Soumises à l'action de la chaleur, elles sont décomposées et fournissent des produits analogues à ceux dont j'ai parlé à la page 4 ; celles qui sont azotées donnent en outre de l'ammoniaque.

L'action de l'*oxygène* et de l'*air* sur les matières colorantes a été surtout étudiée par M. Kuhlmann (voy. *Ann. de chimie,* novembre 1833), qui établit que l'on est porté à admettre comme loi générale que l'oxygène est le principal agent de coloration, et que tout corps, qui peut enlever ce principe aux matières colorées de nature organique, doit par son contact enlever la couleur, sans toutefois la détruire : c'est ainsi qu'agissent l'hydrogène, le protoxyde d'étain, l'acide sulfhydrique, le sulfhydrate d'ammoniaque, etc. D'une autre part, on peut tirer des expériences de M. Kuhlmann cette conséquence, que lorsque l'action désoxygénante a cessé, l'*oxygène* ou l'*air* suffit pour ramener les couleurs à leur nuance primitive. Il est cependant des circonstances où la désoxygénation entraîne la *destruction* de la couleur, et d'autres dans lesquelles les essais tentés pour décolorer avec des corps désoxygénants ont été infructueux. L'acide *sulfureux* employé aussi à la décoloration des fils, des étoffes, etc., agit en s'oxygénant aux dépens de la matière colorante, mais il ne détruit pas la couleur, à laquelle il fait subir néanmoins une altération : aussi peut-on la faire reparaître avec son éclat et son intensité primitive, au moyen d'une petite proportion de chlore qui ne tarde pas à transformer tout l'acide sulfureux en acide sulfurique (Kuhlmann). Quelquefois l'acide sulfureux se combine avec la matière et la décolore sans la décomposer.

Les matières colorantes sont altérées par la lumière, qui favorise leur oxydation et leur décoloration.

Le chlore les détruit toutes. S'il est humide, l'eau est décomposée, l'oxygène se porte sur la matière colorante, et l'hydrogène s'unit au chlore, et donne de l'acide chlorhydrique ; de là son usage dans le blanchiment des étoffes.

Le charbon divisé et le noir animal absorbent la plupart des matières colorantes dissoutes dans l'eau, sans les altérer ; il suffit d'ajouter à l'eau une liqueur légèrement alcaline, pour que le charbon abandonne la matière colorante.

L'eau dissout presque toutes les matières colorantes, surtout à chaud ; il en est qui ne se dissolvent que dans l'alcool, dans l'éther ou dans les huiles ; presque toujours ces menstrues acquièrent la couleur de la matière sur laquelle ils agissent. Les acides et les alcalis concentrés peuvent

détruire un très-grand nombre de matières colorantes, en agissant sur elles comme sur les autres principes immédiats : cependant ces réactifs, étendus d'eau, ont la faculté d'en dissoudre un certain nombre; à la vérité, ils en changent quelquefois la couleur, mais dans ce cas on peut faire reparaître par un alcali celle qui a été changée par un acide, et *vice versa*.

La majeure partie des oxydes métalliques et des sous-sels insolubles peuvent enlever à l'eau les matières colorantes qu'elle tient en dissolution; l'oxyde ou le sous-sel coloré par ce moyen porte le nom de *laque*.

Les matières colorantes sont principalement employées dans la teinture; en effet, elles sont absorbées par les tissus, avec lesquels elles forment des composés qui ne sont pas à la vérité en proportions définies.

Préparation des laques. — On dissout la matière colorante dans l'eau; on mêle cette dissolution avec de l'alun ou du bichlorure d'étain dissous, que l'on décompose par une quantité suffisante d'ammoniaque. L'alumine ou le bioxyde d'étain se précipitent et entraînent la matière colorante.

DE L'HÉMATOXYLINE OU HÉMATINE. $H^7C^{16}O^6,HO$.

L'hématoxyline a été obtenue pure en 1842, par M. Erdmann, en pulvérisant l'extrait sec du bois de Campêche du commerce (*hæmatoxylum campechianum*), en mélangeant ce produit avec du sable en poudre pour éviter son agglutination, et en faisant macérer pendant plusieurs jours ce mélange avec six fois son poids d'éther sulfurique. Le *solutum* éthéré, coloré en jaune brun, est distillé jusqu'en consistance sirupeuse, puis traité par l'eau et soumis à une évaporation spontanée, dans une capsule légèrement couverte; au bout de plusieurs jours, on trouve l'hématoxyline en cristaux d'un jaune brun, qu'on lave à l'eau froide et qu'on exprime entre plusieurs doubles de papier joseph.

L'hématoxyline est en cristaux d'une couleur jaune-paille ou de miel; sa forme cristalline est un prisme tétraèdre rectangulaire; elle est inodore, d'une saveur sucrée, analogue à celle de la réglisse. L'eau froide a peu d'action sur elle; l'alcool et l'éther la dissolvent très-bien; les dissolutions ont une couleur jaune. Sa dissolution aqueuse jouit des propriétés d'un acide faible, et précipite la baryte et l'acétate de plomb. Sous l'influence simultanée des alcalis et de l'air atmosphérique, ou de l'oxygène, l'hématoxyline prend une belle couleur rouge et se rapproche sous ce rapport de l'orcéine. Les acides sulfurique, chlorhydrique et azotique, étendus d'eau, la dissolvent en se colorant en rouge jaunâtre

ou en rouge pourpre, sans l'altérer sensiblement à la température ordinaire. L'ammoniaque transforme la dissolution aqueuse d'hématoxyline en *hématéine,* $H^6C^{16}O^6$, en lui faisant perdre un équivalent d'hydrogène. L'*hématéine* est grenue, cristalline, d'un noir violacé, à reflet métallique, soluble dans l'eau, qu'elle colore en pourpre foncé.

On n'emploie jamais l'hématine à l'état de pureté, mais elle fait partie essentielle des couleurs préparées avec le bois de Campêche : ces couleurs sont principalement le violet et le noir. On la regarde avec raison comme un excellent réactif pour découvrir la présence des acides.

DE LA BRÉSILINE.

La *brésiline* ou le principe colorant du bois du Brésil (*cœsalpina crista*) cristallise en petites aiguilles de couleur orangée, solubles dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther hydrique ; elle se conserve plus longtemps dans l'eau aérée que l'hématine : aussi emploie-t-on en teinture une décoction de bois de Brésil. L'acide sulfurique agit sur elle comme sur l'hématine ; il en est à peu près de même des autres acides, si ce n'est que les couleurs jaunes sont moins orangées, et les couleurs rouges moins pourpres qu'avec les dissolutions d'hématine. Les bases salifiables énergiques forment avec elle des combinaisons d'un pourpre violet. En présence de l'air et de l'ammoniaque, elle se change en *brésiléine,* d'un pourpre foncé.

DE L'INDIGOTINE BLEUE (INDIGO PUR). $H^5C^{16}AzO^2$.

L'*indigotine* existe dans l'indigo ; elle est solide, d'un bleu cuivré, susceptible de cristalliser en aiguilles, et alors elle a vraiment l'aspect métallique ; elle est inodore et insipide. Soumise à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, elle se partage en deux parties ; l'une se volatilise sous forme de vapeurs pourpres qui se condensent dans le col de la cornue ; l'autre se décompose à la manière des substances azotées, et fournit beaucoup d'ammoniaque (voy. *Action de la chaleur sur les matières azotées*, p. 4). Si on la chauffe avec le contact de l'air à une température moyennement élevée, il s'en volatilise beaucoup plus que dans le cas précédent ; mais si la chaleur est rouge, elle absorbe rapidement l'oxygène de l'air, avec dégagement de calorique et de lumière, se décompose et laisse un charbon volumineux.

Elle n'éprouve aucune altération de la part de l'air froid ; elle est insoluble dans l'eau et dans l'éther ; l'alcool bouillant en dissout assez

pour se colorer en bleu ; mais elle se précipite à mesure que le liquide se refroidit. Les acides étendus d'eau sont sans action sur l'indigotine ; en la traitant à 50°, pendant un certain temps, par 5 parties d'acide *sulfurique* monohydraté, on la transforme en *pourpre d'indigo* ou acide *sulfopurpurique,* $H^5C^{16}AzO^2,SO^3$, soluble dans l'eau, insoluble dans l'eau acidulée, formant des sels pourpres avec les alcalis. On obtient cet acide en versant de l'eau dans la liqueur pourpre qui résulte de l'action de l'acide sur l'indigotine, en lavant à plusieurs reprises, avec de l'eau acidulée par l'acide chlorhydrique, le précipité bleu qui s'est déposé, et en desséchant celui-ci à 120° dans le vide. Lorsqu'on fait agir sur l'indigotine, à la température de 50° à 60°, 15 ou 20 parties d'acide *sulfurique* monohydraté, ou 10 parties d'*acide de Nordhausen,* on la change en acide *sulfindigotique,* $H^5C^{16}AzO^2,2SO^3$, qui sert de base à la préparation du *bleu de Saxe,* et que l'on peut comparer à l'acide sulfovinique (voy. p. 180) ; en effet, l'indigotine, comme l'alcool, après avoir perdu 1 équivalent d'eau, s'est combinée avec 2 équivalents d'acide sulfurique. Quand on traite l'indigotine par une plus grande quantité d'acide sulfurique fumant, on produit, outre l'acide sulfindigotique, de l'acide *hyposulfindigotique.* La liqueur connue sous le nom de *bleu de composition,* que l'on prépare avec 1 kilogramme d'indigo et un mélange de 1 kilogramme d'acide sulfurique monohydraté, et autant d'acide de Nordhausen, n'est donc qu'un mélange d'acide sulfindigotique et d'acide sulfopurpurique. On emploie ce bleu à teindre la laine et la soie en bleu et en vert dits de Saxe, et à déterminer les titres du chlorure de chaux et des oxydes de manganèse du commerce.

L'acide *azotique* étendu de son poids d'eau décompose l'indigotine en se décomposant, pourvu que la température ait été légèrement élevée, et la transforme en une série de produits oxygénés, parmi lesquels je citerai les acides *indigotique,* ou *anilique* et *carbazotique ;* l'action est très-vive, et il se dégage beaucoup de gaz (voy. p. 278). La manière dont l'acide azotique agit sur l'indigotine explique comment une étoffe de laine, teinte en bleu par l'indigo, développe une couleur orangée par l'action de cet acide faible. Les acides chlorique et chromique agissent d'une manière analogue. L'acide *chlorhydrique* communique à l'indigotine une teinte jaunâtre, à l'aide de la chaleur. Le *chlore* humide la décompose et donne, entre autres produits, le *chloranil,* $C^{24}Cl^8O^9$, en paillettes jaunes éclatantes, insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool bouillant. Ce corps est aussi le résultat de l'action du chlore sur l'acide phénique, la salicine, le quinon, etc. ; dissous dans la potasse étendue, il donne de l'acide *chloranilique* ; l'ammoniaque à chaud transforme le

chloranil en *chloranilamide*, laquelle fournit, avec les acides concentrés, le *chloranilam*.

Le *brome* agit à peu près comme le chlore sur l'indigotine bleue.

Plusieurs substances avides d'oxygène, comme le soufre, le phosphore, le zinc, l'antimoine, l'acide sulfhydrique, le sulfhydrate d'ammoniaque, le sulfate de protoxyde de fer, le protoxyde d'étain, le sulfure d'arsenic, la gomme, les sucres, le tannin, etc., transforment l'indigotine, surtout sous l'influence d'un *alcali*, en *indigotine blanche*, $H^6C^{16}AzO^2$, c'est-à-dire en un corps contenant 1 équivalent d'hydrogène de plus que l'indigotine bleue; évidemment l'eau a été décomposée, son oxygène s'est porté sur l'un des corps qui en est avide, tandis que son hydrogène s'est combiné avec l'indigotine bleue. Par son exposition à l'air, l'indigotine blanche passe à l'état d'indigotine *bleue* en absorbant de l'oxygène.

L'indigotine bleue, traitée par une dissolution alcoolique de potasse, donne deux acides : l'acide *anthranilique*, $H^6C^{14}AzO^3,HO$, et l'acide *chrysanilique*, $H^{10}C^{28}Az^2O^5,HO$. Si on traite l'indigotine bleue par de la potasse caustique dans un creuset d'argent, on obtient de l'acide salicylique (Cahours).

L'indigotine est isomérique avec le cyanure de benzoïle, $H^5C^{14}O^2,C^2Az$.

Préparation. On chauffe à une basse température, dans un tube de verre, au milieu d'un courant d'hydrogène, de l'indigo ; l'indigotine se volatilise sous forme de vapeurs violettes qui se condensent en belles aiguilles cristallines d'un violet pourpre.

DE L'INDIGOTINE BLANCHE OU INCOLORE
(ACIDE ISATIQUE de Dœbereiner, INDIGOGÈNE, INDIGO RÉDUIT). $H^6C^{16}AzO^2$.

L'indigotine blanche existe probablement dans toutes les plantes indigofères; elle ne diffère de l'indigotine bleue qu'en ce qu'elle contient 1 équivalent d'hydrogène en plus. Elle est solide, en petits grains cristallins soyeux, d'un blanc sale et plus dense que l'eau, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, dans l'éther et dans les alcalis, avec lesquels elle fournit des dissolutions jaunes, décomposables même par l'acide carbonique, et qui bleuissent par le contact de l'air; alors, en effet, l'oxygène transforme l'indigotine *blanche* en indigotine *bleue :* l'eau aérée produit le même phénomène. L'indigotine blanche, dissoute dans la potasse, la chaux ou l'ammoniaque, fait la base des cuves d'indigo. On ne doit la conserver que dans des flacons remplis d'acide carbonique.

Préparation. On met dans un petit tonneau d'environ 100 litres de capacité 1 demi-kilogramme d'indigo, 1 kilogramme de sulfate de protoxyde de fer, et un kilogramme et demi de chaux; on remplit le tonneau avec de l'eau tiède; on agite le liquide vivement, puis on ferme le tonneau hermétiquement. Au bout de deux jours, le protoxyde de fer éliminé par la chaux a transformé complétement l'indigotine bleue en indigotine blanche. On décante, à l'aide d'un siphon, la liqueur claire qui surnage, et on la fait arriver dans de grands flacons remplis d'acide carbonique, et au fond desquels on a mis assez d'acide acétique mêlé d'acide sulfurique pour saturer la chaux. Au contact des deux liquides, l'indigotine blanche se précipite en flocons qu'on lave promptement d'abord avec de l'acide sulfureux liquide, puis avec de l'eau distillée récemment bouillie. On presse le filtre entre des papiers joseph, et on dessèche sous le récipient de la machine pneumatique (Dumas).

DE L'ISATINE. $H^5C^{16}AzO^4$.

Elle est le résultat de l'action de l'acide azotique ou de l'acide chromique sur l'indigo. On peut la représenter par du cyanure de salicyle, $H^5C^{14}O^4,C^2Az$. Elle est en beaux prismes brillants, d'un rouge brun, inodores, fusibles, en partie volatils et en grande partie décomposables par le feu, peu solubles dans l'eau froide, très-solubles dans l'eau, et surtout dans l'alcool bouillants. Le chlore, par substitution, donne avec ce corps de l'isatine *mono* et *bichlorée* (chlorisatine et bichlorisatine); cette dernière, $H^3C^{16}Cl^2AzO^4$, est plus soluble dans l'eau et dans l'alcool que l'isatine monochlorée; ces deux corps peuvent s'hydrater sous l'influence de la potasse et donner les acides *chlorisatique* et *bichlorisatique*. Le *brome* agit d'une manière analogue sur l'isatine.

L'isatine est colorée en violet par une dissolution concentrée de potasse; si on fait bouillir, il se produit de l'acide *isatique*, $H^6C^{16}AzO^3$. L'ammoniaque donne, avec l'isatine, une série de composés ayant beaucoup d'analogie avec les amides, tels que l'*imésatine*, $H^5C^{16}AzO^2,HAz$, l'*imasatine*, $H^{10}C^{32}Az^2O^6,HAz$. Les corps avides d'oxygène, par exemple le sulfhydrate d'ammoniaque dissous dans l'alcool chaud, agissent sur l'isatine comme sur l'indigotine bleue, et la transforment en *isathyde*, $H^6C^{16}AzO^4$, c'est-à-dire en un corps contenant 1 équivalent d'hydrogène de plus que l'isatine (voy. *indigotine bleue*, p. 276). On obtient l'isatine en chauffant avec précaution 1 kilogramme d'indigo en bouillie avec 6 ou 700 grammes d'acide azotique que l'on ajoute par petites parties; on étend le liquide d'une grande quantité d'eau; on fait bouillir et l'on

filtre la liqueur bouillante; l'isatine se dépose par le refroidissement.

L'*isatine mono* et *bichlorée,* traitées par le sulfhydrate d'ammoniaque, se transforment en *isatyde mono* ou *bichlorée.* L'acide sulfhydrique change l'isatine en *bisulfisathide,* $H^6C^{16}AzO^2S^2$, c'est-à-dire que 2 équivalents d'oxygène ont été remplacés par 2 de soufre. La bisulfisathyde donne des cristaux incolores de *sulfisatide,* $H^6C^{16}AzO^3S$, lorsqu'on la traite par une dissolution alcoolique de potasse. Enfin, si l'on fait bouillir la *bisulfisatyde* avec une dissolution très-concentrée de potasse, on lui enlève les 2 équivalents de soufre, et on la change en *indin,* substance rose offrant la même composition que celle de l'indigo blanc, $H^6C^{16}AzO^2$.

En faisant réagir l'*isatine* mélangée à l'alcool sur l'ammoniaque anhydre, on obtient l'*isatimide,* $H^{15}C^{48}Az^3O^8,2HAz$, substance insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool et l'éther.

Isathyde, $H^6C^{16}AzO^4$. — Elle est en cristaux lamellaires ou prismatiques, incolores ou légèrement grisâtres, décomposables par la chaleur, insolubles dans l'eau, peu solubles dans l'alcool et l'éther. On l'obtient en abandonnant à lui-même pendant plusieurs jours, dans un flacon bien bouché, un mélange de sulfhydrate d'ammoniaque dissous dans l'alcool chaud et d'isatine; il se dépose du soufre et de l'*isathide.*

Acide isathique, $H^6C^{16}AzO^3$.— En chauffant l'isatine avec de la potasse, elle prend 1 équivalent d'eau et passe à l'état d'acide *isathique* ou *isathinique.* L'isathinate d'ammoniaque dissous dans l'alcool bouillant, et décomposé par l'acide chlorhydrique, donne des cristaux en tables rhomboïdes d'acide *isamique.* L'*isamate* d'ammoniaque, décomposé par la chaleur, fournit de l'*isamide* pulvérulente et d'un très-beau jaune, $H^5C^{16}AzO^3,H^2Az$.

Acide indigotique, H^4C^{14},AzO^4,O^5H. — L'acide indigotique, découvert par le Dr Buff, est également désigné sous les noms d'*acide anilique,* d'*acide nitrosalicylique;* il est en aiguilles jaunâtres, d'une saveur âcre; il rougit très-légèrement le tournesol, et se dissout en toute proportion dans l'eau bouillante et dans l'alcool; il est fort soluble dans l'eau froide; sa dissolution aqueuse colore en rouge de sang les sels de sesquioxyde de fer. Chauffé, il entre en fusion et se sublime sans se décomposer; lorsqu'il a été fondu, il cristallise en lames distinctes à six pans. Si on le chauffe avec le contact de l'air, il brûle avec une flamme qui dépose beaucoup de charbon. Traité par l'acide azotique concentré, il se change en acides oxalique et carbazotique. Le chlore, les acides chlorhydrique et sulfurique, étendus d'eau, n'agissent point sur lui. Il forme des sels avec les bases; les indigotates de potasse et de baryte sont solubles, ceux de protoxyde de mercure et de plomb sont

insolubles, celui d'argent est peu soluble à froid et cristallise en petites aiguilles d'un rouge clair. Il donne avec l'eau et le zinc une solution rouge. On l'obtient en traitant l'indigo par l'acide azotique bouillant, *étendu* de 10 à 15 parties d'eau. Si l'acide était concentré, il se formerait de l'acide carbazotique. (Voy. *Annales de physique et de chimie*, février 1828 et juin 1829.) On le prépare aussi en traitant l'acide salicylique par l'acide azotique fumant (voyez pag. 230). Il n'a point d'usages.

Acide carbazotique, $H^2C^{12}Az^3O^{13},HO$ (amer d'indigo et de Welter). L'acide carbazotique a été obtenu pour la première fois, en 1827, par M. Liebig en traitant l'*indigo* par l'acide azotique concentré. Il se forme aussi lorsqu'on chauffe les matières animales avec l'acide azotique. Il est en feuillets très-brillants, d'un jaune clair, qui ont la plupart la forme de triangles équilatéraux, d'une saveur très-*amère ;* il est fusible et volatil à une douce chaleur; si on le chauffe fortement et subitement, il s'enflamme sans explosion, produit une flamme jaune, et laisse du charbon. Il est peu soluble dans l'eau froide, et beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante. L'éther et l'alcool le dissolvent facilement. Il agit sur les oxydes métalliques comme un acide fort, les dissout aisément, les neutralise, et forme des sels qui sont tous cristallisables, et qui jouissent, pour la plupart, de la propriété de détoner; dans les sels, l'équivalent d'eau est remplacé par un équivalent de base. Il forme avec la potasse un sel qui exige 260 fois son poids d'eau froide pour se dissoudre, en sorte qu'il peut servir à faire reconnaître cet alcali en déterminant un précipité cristallin jaune de carbazotate de potasse. Si l'on fait bouillir l'acide carbazotique avec une dissolution alcaline concentrée, il se dégage beaucoup d'ammoniaque, et l'on obtient un sel d'un rouge intense, qui ressemble beaucoup au *croconate* de potasse.

Préparation. On traite à une chaleur très-modérée de l'indigo des Indes orientales, par huit ou dix fois son poids d'acide azotique concentré; l'indigo se dissout avec dégagement de gaz bioxyde d'azote et un grand boursouflement: lorsque l'écume s'est reposée, on fait bouillir la liqueur, et on ajoute peu à peu de l'acide azotique concentré, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rouges; en laissant refroidir la liqueur à l'air, il se précipite une grande quantité de cristaux jaunes que l'on fait dissoudre dans l'eau bouillante; les cristaux, qui se déposent de nouveau par le refroidissement de cette liqueur, sont encore redissous dans l'eau bouillante, et neutralisés par la potasse carbonatée; il se précipite, par le refroidissement, du carbazotate de potasse cristal-

lisé que l'on purifie par des cristallisations réitérées : il suffit de décomposer ce sel par les acides azotique, sulfurique ou chlorhydrique, pour voir l'acide *carbazotique* pur se précipiter à mesure que la liqueur se refroidit. C'est l'*amer d'indigo.* Si, au lieu d'indigo, on avait employé de la soie et 10 à 12 parties d'acide azotique, on aurait obtenu également de l'acide carbazotique (amer de Welter).

Carbazotates.— Celui de *potasse* cristallise en longues aiguilles jaunes, quadrilatères, demi-transparentes, très-brillantes, solubles dans 260 *parties d'eau* à 15°, beaucoup plus solubles dans l'eau bouillante, insolubles dans l'alcool; il fond et détone lorsqu'on le chauffe dans un petit tube de verre; il précipite l'azotate de protoxyde de mercure, et ne trouble point les dissolutions de bioxyde de mercure, de cuivre, de plomb, de fer, de cobalt, de chaux, de baryte, de strontiane, ni de magnésie. Il n'est point précipité par le chlorure de platine, lorsque sa dissolution a été faite à froid, parce que le sel est trop étendu.

Carbazotate de soude. — Il est en aiguilles fines, d'un jaune clair, solubles dans 20 parties d'eau à 15° ; du reste, il jouit des propriétés du précédent (voy., pour plus de détails, les mémoires de Liebig, dans les *Ann. de chim. et de phys.*, tomes XXXV et XXXVII).

DE LA POLYCHROITE.

Il résulte des expériences publiées en 1821 par M. Henry, que la matière colorante du safran, décrite par Bouillon-Lagrange et Vogel sous le nom de *polychroïte*, est composée d'une huile volatile et d'une matière colorante qu'il a isolée: c'est à cette substance que je crois devoir conserver le nom de *polychroïte,* de πολὺς, plusieurs, et χρόα, couleur. Elle est sèche, pulvérulente, d'un rouge écarlate, et jaunâtre lorsqu'elle est humectée; sa saveur est légèrement amère ; elle n'a point d'odeur : elle colore la salive en jaune. L'eau froide la dissout à peine; elle est un peu soluble dans l'eau chaude. L'alcool concentré la dissout très-bien ; l'éther en dissout moins que l'alcool et beaucoup plus que l'eau. Les huiles fixes et volatiles, et les alcalis concentrés, la dissolvent également: si on sature l'alcali par un acide, on en sépare la polychroïte sous forme de très-beaux flocons. Décomposée par la chaleur, elle ne fournit aucune trace de produit ammoniacal. Le chlore la décolore. L'acide sulfurique, versé en petite quantité dans une dissolution de polychroïte, la fait passer d'abord au bleu d'indigo, puis au lilas. L'acide azotique lui communique une couleur vert-pré; ces couleurs disparaissent par l'ad-

dition de l'eau, et changent si l'on ajoute une nouvelle quantité d'acide. Les acides végétaux la dissolvent sensiblement, surtout par l'action de la chaleur : la dissolution est d'un rouge foncé.

Préparation. On traite par l'alcool à 40 degrés l'extrait aqueux de safran : on distille jusqu'à ce que l'on ait obtenu les trois quarts de l'alcool ; il reste de la polychroïte unie à de l'huile volatile ; on la mêle avec un peu de potasse ou de soude, et l'on remarque, au bout d'une demi-heure, une séparation bien sensible, qui augmente par l'addition d'un excès d'acide acétique : une portion d'huile se dissipe, et par des lavages successifs, on parvient à enlever l'autre partie.

DE LA CARTHAMINE (ACIDE CARTHAMIQUE). $H^8C^{14}O^7$.

La carthamine, isolée pour la première fois par Dufour, jouit de propriétés qui la rapprochent des acides. D'après M. Dœbereiner, on la trouve dans les fleurs du *carthamus tinctorius,* L. Elle est sous forme de petites plaques minces, qui, vues par réflexion, sont d'un jaune d'or avec des reflets verts ; vue par transmission, elle est rouge ; sa couleur est extrêmement fugace. Elle est insoluble dans l'eau. Les acides avivent sa couleur sans la dissoudre. Elle forme, avec la potasse et la soude, des composés incolores, décomposables par les acides tartrique, citrique et acétique, qui y font naître un précipité rose brillant de carthamine : celui de soude cristallise en aiguilles soyeuses, brillantes. L'alcool dissout la carthamine, et acquiert une belle couleur rose, qui passe à l'orangé par l'action de la chaleur. Elle est moins soluble dans l'éther. Les huiles fixes et volatiles n'agissent point sur elle. Broyée avec du talc finement pulvérisé, la carthamine constitue le rouge dont les femmes font usage pour la toilette. On sait que le carthame est employé pour teindre la soie, le fil, le coton, en rose ou en rouge ; les couleurs qu'il fournit sont très-éclatantes, mais peu solides, surtout la première : en effet, cette couleur disparaît en fort peu de temps sous l'influence de la lumière ; elle se détruit même immédiatement sous l'influence de l'air et d'un courant de vapeur d'eau. M. Salvetat a proposé de l'employer dans la peinture sur porcelaine, en l'associant au mélange humide de fondant, de pourpre de Cassius, et de chlorure d'argent (*Journ. de pharm.,* avril 1849).

Préparation. On prend les fleurs du *carthamus tinctorius,* et on les lave à grande eau, jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus sensiblement colorée en jaune ; on les fait digérer pendant quelques heures avec une dissolution faible de carbonate de soude, et on passe au travers d'une

toile serrée; on plonge alors dans la liqueur filtrée des écheveaux de coton bien blanc, et on y verse de l'acide tartrique, citrique ou acétique, en quantité plus que suffisante pour saturer l'alcali; la matière colorante se trouve ainsi isolée et se combine aussitôt avec le coton. Après avoir lavé ce coton, on le traite par une nouvelle dissolution de carbonate de soude qui redissout la matière colorante, et on précipite de nouveau la carthamine par un acide; elle se rassemble peu à peu au fond du vase. On l'obtient alors très-pure en filtrant, et en desséchant sur une assiette la matière précipitée.

Les fleurs de carthame contiennent en outre une matière colorante jaune que l'on isole par le premier lavage. Cette matière, dont la teinte est fort riche, peut être fixée avec avantage sur la laine et la soie, auxquelles elle communique une couleur fort solide.

DE L'ALIZARINE (1). $H^6C^{20}O^{16}$.

L'*alizarine* existe dans la garance; elle y est sous forme d'aiguilles d'un rouge orangé, sans odeur, insipides et très-volatiles; elle est à peine soluble dans l'eau froide, tandis que ce liquide bouillant la dissout aisément et se colore en rose : l'alcool et l'éther la dissolvent en toutes proportions; la première de ces dissolutions est rose, et l'autre d'un jaune doré; elle se dissout dans l'huile de lin. Par l'ébullition, l'acide azotique donne avec l'alizarine, outre l'acide oxalique, de l'acide *alizarique,* identique avec l'acide *phtalique,* lequel fournit par la distillation sèche de l'acide *pyroalizarique.* Les alcalis la dissolvent facilement : ces dissolutions concentrées paraissent violettes et même bleues, tandis qu'elles sont d'un rouge un peu violacé quand elles sont convenablement étendues; cependant on obtient une laque rose, d'une teinte agréable, lorsqu'on précipite par la potasse une eau alunée, préalablement mêlée à une dissolution aqueuse d'alizarine. L'alizarine peut être considérée comme un acide faible. Elle est susceptible de teindre en rouge.

Cette substance a été isolée par MM. Collin et Robiquet, en traitant successivement la garance par l'eau et par l'alcool, sous l'influence de la chaleur. On l'obtient en traitant la garance en poudre par son poids d'acide sulfurique concentré, qui charbonne toute la garance, excepté l'alizarine. On lave avec de l'eau froide le charbon sulfurique, pour lui

---

(1) *Alizari,* mot employé dans le Levant pour désigner la garance.

enlever tout l'acide, puis on le laisse dans l'alcool froid, qui dissout les corps gras; en faisant ensuite bouillir ce charbon avec de l'alcool, celui-ci dissout l'alizarine, qui cristallise par le refroidissement.

DE LA PURPURINE. $H^6C^{18}O^6$.

La purpurine a été trouvée dans la racine de garance, en 1827, par MM. Collin et Robiquet. Elle diffère de l'alizarine par deux équivalents de carbone. Elle est solide, d'un rouge pourpre, susceptible de se sublimer en belles aiguilles, très-solubles dans l'eau, bouillant dans l'alcool et l'éther, se dissolvant beaucoup mieux dans l'alun que l'alizarine. Sa dissolution aqueuse est d'un rouge foncé. Elle se dissout aussi dans les liqueurs alcalines, qu'elle colore en rouge-groseille; tandis que l'alizarine leur communique une couleur pensée foncée. Tous ses autres caractères se rapprochent plus ou moins de ceux de l'alizarine: ainsi, comme elle, elle fournit avec l'acide azotique de l'acide oxalique et de l'acide phtalique; elle donne avec les tissus mordancés des teintes virant au rose. Le rouge d'Andrinople, produit au moyen de la purpurine, est beaucoup plus beau (moins bleu) que celui que l'on obtient avec l'alizarine.

On la prépare en traitant la garance par une dissolution d'alun, qui dissout la purpurine; on précipite alors celle-ci par l'acide sulfurique, et on la dissout dans l'alcool pour la faire cristalliser.

DE LA XANTHINE.

Kuhlmann a désigné ainsi une matière extractiforme, offrant des traces de cristallisation et constituant la couleur jaune contenue dans la garance. Elle semble n'être qu'une modification de l'alizarine. Elle a une saveur d'abord sucrée, puis amère. Elle est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, moins soluble dans l'éther. Les alcalis lui communiquent une couleur jaune-citron, et les acides une couleur jaune orangée. Elle donne, avec les oxydes métalliques, des laques rouges ou roses. Pour l'obtenir, on épuise la garance par l'eau froide; on précipite la dissolution par l'eau de chaux; en traitant alors le précipité par l'acide acétique, on dissout la xanthine et l'acétate de chaux; on évapore à siccité, et on épuise le résidu par l'alcool; on précipite ensuite la dissolution alcoolique par de l'acétate de plomb, qui donne un précipité rouge écarlate, que l'on décompose par l'acide sulfhydrique; de cette manière, on obtient une belle dissolution jaune de xanthine (Runge).

Le principe *brun* de la garance est une substance insoluble dans l'eau et dans l'alcool; on l'extrait de la garance au moyen d'un alcali; le *solutum* est précipité par les acides. Cette substance n'est pas propre à la teinture (Runge).

DU ROUGE DE GARANCE.

Il est solide, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il communique à la potasse une couleur violette, et à l'ammoniaque une couleur rouge. Chauffé à 225°, il donne des cristaux aiguillés d'un jaune-rouge, qui ont pour formule $H^{10} C^{20} O^{15}$.

DE LA SANTALINE.

Le bois du santal rouge (*pterocarpus santolinus,* arbre des Indes orientales) contient une matière colorante que Pelletier regardait comme un principe immédiat particulier, ayant cependant beaucoup de rapport avec les résines. Elle est presque insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, dans l'éther, dans l'acide acétique et dans les dissolutions alcalines, d'où elle peut être séparée sans altération; elle est très-peu soluble dans l'huile de lavande, et presque insoluble dans les autres huiles. L'éther sulfurique ne la dissout pas instantanément, et la dissolution est orangée ou jaune, si a elle été faite sans le contact de l'air; mais par l'évaporation à l'air libre, la matière qui se dépose est d'un rouge superbe. Traitée par l'acide azotique, elle fournit, outre les produits donnés par les résines, de l'acide oxalique. On obtient, avec sa dissolution alcoolique et les sels suivants, des précipités différemment colorés, savoir: protochlorure d'étain, précipité pourpre magnifique; sels de plomb, précipité violet assez beau; sublimé corrosif, précipité écarlate; sulfate de protoxyde de fer, précipité violet foncé; azotate d'argent, précipité rouge brun: ces précipités sont formés par l'oxyde métallique uni à la matière colorante. Sa dissolution acétique précipite la gélatine, et agit sur les substances animales comme une matière astringente. La santaline est fusible à 100° centigrades; à une température plus élevée, elle se décompose à la manière des substances végétales très-hydrogénées, et ne fournit pas un atome d'ammoniaque. Elle est formée de 75,03 de carbone, de 6,37 d'hydrogène, et de 18,60 d'oxygène. Le principe colorant du santal, dissous dans l'alcool ou dans l'acide acétique, peut être employé avec succès dans la teinture des laines et de la soie; on peut s'en servir pour obtenir des laques.

Préparation. Après avoir lavé le bois de santal réduit en poudre, on le fait bouillir à plusieurs reprises avec de l'alcool concentré, on évapore le *solutum,* et l'on obtient pour résidu la santaline (Pelletier). Quelques chimistes pensent que, préparée ainsi, la santaline n'est pas pure, et qu'elle renferme un principe colorant rouge et une matière analogue aux résines.

D'après M. Preisser, la santaline *pure* est incolore, soluble dans l'eau et cristallisable (voy. *Journ. de pharm.,* t. V, p. 208).

DE L'ORCANETTINE. $H^{20}C^{35}O^{8}$ (ANCHUSINE, ACIDE ANCHUSIQUE).

L'orcanettine se trouve dans la partie corticale des racines de l'*anchusa tinctoria.* Voici quelles sont ses propriétés, d'après J. Pelletier, qui l'a étudiée avec soin. Elle est solide, d'un rouge tellement foncé qu'elle paraît brune; sa cassure est résineuse; elle est fusible au-dessous de 60° centigr.; quand on la chauffe avec précaution, elle répand des vapeurs d'un *rouge violet* très-piquantes, se condensant par le refroidissement en flocons très-légers; pour peu qu'on élève un peu plus la température, elle se décompose et se comporte comme les matières végétales non azotées. Traitée par l'acide azotique, elle fournit de l'acide oxalique et une très-petite quantité d'une substance amère. L'alcool, les huiles, les corps gras, et surtout l'éther, la dissolvent, et acquièrent une belle couleur rouge. Si l'on fait arriver du *chlore* gazeux dans sa dissolution alcoolique, la couleur rouge est détruite et passe au jaune sale ou au blanc grisâtre. Les alcalis employés en excès dissolvent cette matière colorante, et forment des sels bleus (anchusates), qui sont solubles dans l'alcool et dans l'éther s'ils sont neutres; mais on peut faire reparaître la couleur rouge en saturant l'alcali par un acide. L'acétate de plomb, et surtout le sous-acétate, font naître dans la dissolution alcoolique de cette matière colorante un précipité bleu magnifique; le protochlorure d'étain la précipite en rouge cramoisi : ces précipités sont formés par la matière colorante et par l'un ou par l'autre de ces oxydes. Si l'on fait agir pendant quelques heures l'*eau* pure sur cette matière colorante, elle est altérée, devient violette, passe au bleu, et finit même par noircir : ces effets sont beaucoup plus prompts si l'on fait bouillir sa dissolution alcoolique avec de l'eau. Pelletier pensait que l'on pourrait employer l'orcanettine dans la peinture à l'huile pour faire de très-beaux bleus.

Préparation. On traite par l'éther sulfurique la partie corticale de

l'orcanette; le *solutum* contient la matière colorante; on fait évaporer l'éther, et on obtient l'orcanette.

DE LA CURCUMINE (MATIÈRE COLORANTE DU CURCUMA).

La curcumine existe dans la racine de curcuma (*curcuma longa*); elle est en lames minces d'un rouge-cannelle, transparentes et inodores; sa poudre est d'un beau jaune. Elle fond à 40°, et brûle avec une flamme brillante, accompagnée de beaucoup de suie. Elle est insoluble dans l'eau, et soluble dans l'éther et dans l'alcool. Les acides sulfurique, chlorhydrique et phosphorique concentrés, la dissolvent et donnent une liqueur de couleur cramoisie. L'acide acétique concentré la dissout, sans amener aucun changement dans sa couleur. La curcumine forme avec les alcalis des composés bruns, qui sont très-solubles dans l'eau, et que ce liquide ne décolore pas; tandis qu'il fait disparaître la couleur rouge des dissolutions acides, en produisant un dépôt floconneux jaune verdâtre de curcumine. La curcumine est formée de carbone 69,501, d'hydrogène 7,460, et d'oxygène 23,039.

Préparation. On traite par l'alcool bouillant le curcuma épuisé par l'eau; le *solutum* contient la curcumine et une matière brune; on évapore à siccité, et on traite par l'éther, qui ne dissout que la curcumine; on fait évaporer l'éther; le produit est dissous dans l'alcool et précipité par l'acétate de plomb; le précipité rouge obtenu est décomposé par l'acide sulfhydrique, et le dépôt, composé de curcumine et de sulfure de plomb, est traité par l'éther, qui dissout la curcumine.

DE LA CARMINE. $H^{14}C^{28}O^{16}$ (ACIDE CARMINIQUE).

La carmine, ou la matière colorante de la cochenille, a été découverte, en 1818, par MM. Pelletier et Caventou. Étudié depuis peu par M. Warren de la Rue, l'acide *carminique* possède les propriétés suivantes. Il est d'un brun pourpre, friable et transparent; vu au microscope, il est rouge; sa poudre offre aussi cette couleur; il fond à 50° centigr., et peut être chauffé à 136° centigr. sans se décomposer; à une température plus élevée, il se boursoufle, se décompose, et fournit du carbure d'hydrogène gazeux, beaucoup d'huile, et une petite quantité d'eau très-légèrement acide; on n'obtient point d'ammoniaque, ce qui prouve qu'il ne contient point d'azote. Il est inaltérable à l'air, et très-soluble dans l'eau, qui acquiert une couleur d'un beau rouge ti-

rant sur le cramoisi. L'alcool en dissout d'autant plus qu'il est moins concentré. Il est insoluble dans l'éther. Les acides faibles le dissolvent, et aucun ne le précipite ; ils en changent la couleur, qui du rouge passe à l'écarlate, à l'orangé, puis au jaune. L'acide azotique le transforme en acide oxalique et en acide *nitrococcusique*, $H^5C^{16}3AzO^4, 2HO$, cristallisé en tables rhombes de couleur jaune, solubles dans l'eau, dans l'alcool et l'éther; ces dissolutions colorent la peau en jaune. Les *nitrococcusates* sont facilement solubles dans l'eau, et décomposables par la chaleur avec une violente déflagration. L'iode et le chlore détruisent la couleur rouge de l'acide carminique et la font passer au jaune; l'eau de chaux fait naître dans la dissolution aqueuse un précipité violet. Les eaux de strontiane et de baryte se bornent à faire virer la liqueur au cramoisi violet; l'alumine récemment précipitée la décolore sur-le-champ, et l'on obtient une laque d'un très-beau rouge, à moins qu'on ne chauffe la liqueur, car alors la couleur passe au cramoisi et au violet.

Cette dissolution n'est point précipitée par le chlorure d'or, qui se borne à en altérer la couleur ; l'acétate de plomb la précipite en violet ; il en est de même de l'azotate de protoxyde de mercure neutre ; car s'il est acide, le précipité est cramoisi et moins abondant; l'azotate de bioxyde de ce métal y fait naître un précipité d'un rouge écarlate; les sels de fer donnent une teinte brunâtre, sans produire de précipité ; le protochlorure d'étain y détermine un précipité violet très-abondant, à moins que le sel ne soit acide, car alors le précipité est cramoisi ; le bichlorure ne la précipite point, mais fait passer la couleur au rouge écarlate; si l'on ajoute de l'alumine en gelée, on a un précipité d'un beau rouge, qui, par l'ébullition, ne tourne pas au cramoisi.

L'acide carminique, n'étant autre chose que la matière colorante de la cochenille, a de nombreux usages en teinture. Uni à des matières grasses et alumineuses, il constitue le *carmin*. On obtient celui-ci en traitant une dissolution de cochenille par du bitartrate de potasse, de l'alun, etc. ; le carmin se précipite.

Préparation. Pour obtenir l'acide carminique, M. Warren de la Rue précipite, par l'acétate de plomb acidulé par l'acide acétique, une décoction de cochenille dans l'eau distillée; il décompose le carminate de plomb déposé par l'acide sulfhydrique; la dissolution renferme l'acide carminique mêlé d'acide phosphorique, etc. ; on la précipite de nouveau par l'acétate de plomb, et l'on divise le carminate de plomb précipité en 2 parties ; les trois quarts de ce sel sont complétement décomposés par l'acide sulfhydrique ; la dissolution est filtrée et évaporée; le produit,

après avoir été dissous dans l'alcool absolu, est digéré avec le dernier quart du carminate de plomb desséché et pulvérisé : de cette manière, l'acide phosphorique libre qui existait dans la dissolution a été transformé en phosphate de plomb ; la dissolution alcoolique, qui ne renfermait plus que de l'acide carminique, a été précipitée par l'éther ; ce précipité, formé par une partie de l'acide carminique, entraîne une certaine quantité de matière azotée, tandis que la plus grande partie de l'acide carminique reste en dissolution et peut être obtenue parfaitement pure par l'évaporation de la liqueur. (*Journ. de pharm.*, mai 1850 ; voy. aussi *Cochenille.*)

DES MATIÈRES COLORANTES EXTRAITES DES LICHENS.

Plusieurs lichens, et notamment le *lecanora parella*, le *variolaria dealbata*, le *roccella tinctoria*, etc., fournissent des matières colorantes dont la réunion constitue les orseilles et le tournesol. Ces matières sont les acides *lécanorique, érythrique, orsellique, bétaorsellique, évernique, usnique*, la *variolarine*, l'*orcine*, l'*orcéine*, la *roccelline*, l'*azolitmine*, la *spaniolitmine*, l'*érythroléine*, l'*érythrolitmine*, etc.

DES ACIDES LÉCANORIQUE, ÉRYTHRIQUE, etc.

Acide lécanorique, $H^{14}C^{32}O^{14}$, 2HO (voy. *Acides*).
Acide érythrique, $H^{22}C^{40}O^{20}$ (voy. *Acides*).
Acide orsellique, $H^{14}C^{32}O^{14}$ (voy. *Acides*).
Acide bétaorsellique, $H^{16}C^{34}O^{15}$ (voy. *Acides*).
Acide évernique, $H^{16}C^{36}O^{14}$ (voy. *Acides*).
Acide usnique, $H^{17}C^{38}O^{14}$.

DE LA VARIOLARINE.

Elle est en aiguilles blanches, fusibles ; à une température plus élevée, elle se volatilise en partie, tandis qu'une autre portion se transforme en une huile essentielle. L'alcool et l'éther la dissolvent très-bien. Elle est neutre aux réactifs colorés. Elle ne se colore point sous l'influence des alcalis, lors même qu'elle a le contact de l'air. (Voy., pour l'extraction de ce principe, le *Journ. de chim. méd.* de juin 1829 ou les *Ann. de chim.* de novembre 1829.)

DE L'ORCINE $H^8C^{16}O^4,3HO$.

Elle existe dans le *lichen roccella,* d'après Robiquet; elle se produit pendant la fermentation que l'on fait subir à divers lichens pour obtenir l'*orseille* (voy. pag. 299); enfin elle est le résultat de l'action d'un excès de baryte sur l'acide lécanorique bouillant; celui-ci se transforme, en effet, en acide carbonique et en *orcine.* Pour préparer l'orcine, Robiquet propose de traiter à plusieurs reprises le *lichen roccella* par l'alcool bouillant, de filtrer la dissolution, qui, par le refroidissement, laisse déposer des flocons cristallins et blancs, d'une matière d'aspect résineux, de distiller la liqueur jusqu'en consistance d'extrait, de broyer celui-ci avec de l'eau jusqu'à épuisement de la matière soluble, de réduire par l'évaporation de la liqueur en sirop, et de laisser cristalliser celui-ci spontanément. Si les cristaux étaient trop colorés, on les traiterait par du charbon animal. L'orcine cristallise en gros prismes quadrangulaires, toujours légèrement colorés en jaune, solubles dans l'eau et dans l'alcool; la dissolution offre une saveur franchement sucrée, mais elle ne fermente pas avec de la levûre. Elle est inaltérable à l'air pur. Chauffée à 100°, elle donne de l'eau en se liquéfiant. Anhydre, elle distille de 287° à 290°. L'acétate de plomb basique précipite les dissolutions d'orcine; le sesquichlorure de fer les précipite en rouge foncé tirant sur le noir. Avec les alcalis fixes, elle brunit à l'air en absorbant de l'oxygène. Mélangée avec de l'ammoniaque et exposée à l'air, elle devient peu à peu d'un rouge de sang foncé, et il s'est formé un nouveau corps azoté (l'*orcéine*). Pour que la transformation de l'orcine en orcéine puisse avoir lieu, la présence simultanée de l'air, de l'eau et de l'ammoniaque, est nécessaire; mais il n'y a aucun dégagement de gaz. Le chlore et le brome donnent, avec l'orcine, des composés cristallisables. La *bromorcine* est représentée par $H^5C^{14}Br^3O^4$.

DE L'ORCÉINE. $H^9C^{16}AzO^7$.

Elle existe dans l'orseille (voy. pag. 299). Elle est d'un rouge de sang foncé, incristallisable, très-soluble dans l'alcool, qu'elle colore en écarlate. La potasse et la soude la dissolvent et se colorent en rouge violacé; l'ammoniaque, qui la dissout aussi, donne une couleur pensée très-riche. Les acides la précipitent de ces dissolutions sans altération. Le sulfhydrate d'ammoniaque détruit la belle couleur de la dissolution ammo-

niacale, mais elle reparaît à l'air. Le chlore la transforme en *chlorocéine.* On obtient l'orcéine en traitant l'orcine par l'ammoniaque à l'air.

DE LA ROCCELLINE.

Elle existe dans le *roccella tinctoria.* Elle possède les caractères d'un acide faible; elle est insoluble dans l'eau, à peine soluble dans l'alcool et dans l'éther; elle devient d'un vert jaunâtre par le chlorure de chaux. L'acide azotique la transforme en acide oxalique.

DE L'AZOLITMINE, DE LA SPANIOLITMINE, etc.

L'*azolitmine,* $H^{10}C^{18}AzO^{10}$, constitue en grande partie le tournesol.

La *spaniolitmine,* $H^{7}C^{18}O^{16}$, l'*érythroléine,* $H^{22}C^{26}O^{4}$, et l'*érythrolitmine,* $H^{23}C^{28}O^{18}$, sont encore peu connues. Elles sont rouges et bleuissent sous l'influence des alcalis, tandis qu'elles reprennent leur couleur rouge dès que l'on sature ces alcalis par des acides. Elles existent dans le tournesol.

DE LA LUTÉOLINE.

La *lutéoline* a été retirée de la gaude (*reseda luteola*). Elle est susceptible de se sublimer en aiguilles : les plus longues sont transparentes et d'un jaune léger; les plus petites, réunies sur la paroi du verre où elles se sont condensées, paraissent d'un jaune plus foncé et ont l'aspect velouté. Elle est très-peu soluble dans l'eau, et quoiqu'elle colore à peine ce liquide, elle lui donne la propriété de teindre la soie ou la laine alunées, qu'on y tient plongées à une température peu élevée, en une belle couleur jonquille. Elle teint la soie et la laine, qui ont reçu un mordant de fer, en gris olive. Elle est soluble dans l'alcool et dans l'éther, qu'elle colore en jaune. Elle forme avec la potasse un composé soluble de couleur d'or, qui se décompose peu à peu par l'action de l'oxygène de l'air, et devient brune; elle donne des composés analogues avec les autres bases salifiables; elle s'unit aux acides.

DU QUERCITRIN. $H^{9}C^{16}O^{10}$

Le quercitron a fourni un principe remarquable, le *quercitrin,* en très-fines écailles d'un gris jaunâtre, qui semblent nacrées, quand elles sont suspendues dans l'eau, d'une saveur amère, peu solubles dans l'eau

froide, ne se dissolvant que dans 400 parties d'eau bouillante, et alors la dissolution est légèrement jaune. Ce *solutum* teint la soie alunée en un beau jaune; il développe une belle couleur verte avec le sulfate de sesquioxyde de fer. Les alcalis le font passer au vert, puis au jaune orangé. Il devient d'un rouge brun à l'air. Le quercitrin est soluble dans 4 ou 5 parties d'alcool absolu. On l'obtient en traitant l'écorce du *quercus nigra*, par de l'alcool à 0,84, dans un appareil de déplacement, en précipitant les matières gélatineuses par le tannin ou par la chaux, et en évaporant le liquide filtré.

DU MORIN.

Le *morin jaune,* du *morus tinctoria,* est cristallisé, de couleur jaune, plus soluble dans l'eau froide que la lutéoline; sa solution s'altère par le contact de l'oxygène atmosphérique, et passe alors à l'*orangé,* et même au *rouge.* On le croit susceptible de se sublimer. Le *morin blanc* est cristallisé, presque blanc, d'une saveur douceâtre astringente et amère, soluble dans l'eau : le sulfate de sesquioxyde de fer communique à sa dissolution une couleur rouge de grenat, tandis que celle du morin jaune devient verte. Les propriétés tinctoriales de ces deux morins sont mises hors de doute ; tout porte à croire que ce ne sont pas des principes immédiats,

DE LA CHRYSOTHAMNINE. $H^{11}C^{23}O^{11}$.

Elle existe dans la graine de Perse, d'où on l'extrait à l'aide de l'éther. Elle est en belles aiguilles d'un jaune d'or, insolubles dans l'eau, solubles dans l'éther et l'alcool. Au contact de l'air et à la température de l'ébullition, elle s'oxyde, s'hydrate, et donne la *xanthoramnine,* $H^{12}C^{23}O^{14}$.

DE LA MORINDINE. $H^{15}C^{28}O^{15}$.

Elle existe dans la racine du *morinda citrifolia,* d'où on la retire par l'alcool bouillant. Elle est sous forme d'aiguilles fines d'un beau jaune de soufre, et d'un éclat satiné, peu solubles dans l'alcool froid, plus solubles dans l'alcool étendu d'eau et bouillant, et insolubles dans l'éther. Les alcalis la dissolvent, et se colorent en rouge orangé; l'acide sulfurique concentré l'altère et la colore en pourpre. Si on la chauffe,

elle fond, bout, et se décompose en charbon et en *morindone,* qui apparaît sous forme de vapeurs rouges, lesquelles se condensent en aiguilles de même couleur, insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool et l'éther. La formule de la morindone est $H^{10}C^{28}O^{10}$, ce qui paraît la rapprocher du rouge de garance. La morindine est employée dans les Indes pour teindre le coton en rouge; sa couleur est plus estimée pour sa solidité que pour sa beauté.

DE LA CAROTINE.

On la trouve dans le jus de carottes. Elle est en petits cristaux de couleur de cuivre, fusibles vers 170°, décomposables à une température plus élevée, presque insolubles dans l'eau, l'alcool et l'éther. Sa composition est la même que celle de l'essence de térébenthine.

DE LA CHLOROPHYLLE. $H^9C^{18}AzO^8$.

La chlorophylle constitue la matière colorante *verte* des feuilles, où lle existe en petite quantité. Elle est solide, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther, les acides sulfurique et chlorhydrique; elle est précipitée de ces dissolutions par l'eau. Pour l'obtenir, on fait digérer les feuilles pendant plusieurs jours dans l'éther; on filtre, et l'on évapore à siccité; on dissout dans l'alcool bouillant le produit, qui contient une sorte de cire et de la chlorophylle; la majeure partie de la cire se dépose par le refroidissement; on évapore la liqueur jusqu'à siccité, et on traite le produit par une moindre quantité d'alcool bouillant; il se dépose encore de la cire; les liqueurs alcooliques, évaporées jusqu'à siccité, donnent un résidu que l'on dissout dans l'acide chlorhydrique concentré; la dissolution, de couleur verte, est saturée par du marbre blanc, et l'on obtient du chlorure de calcium soluble et de la *chlorophylle* insoluble; on lave celle-ci avec de l'acide chlorhydrique faible, puis avec de l'eau, et on la dessèche.

On désigne sous le nom de *xanthophylle* la matière colorante *jaune* des feuilles si peu connue.

Il existe encore une grande quantité de matières colorantes, pour l'histoire desquelles je renvoie aux traités spéciaux; je n'ai voulu décrire que les plus importantes, que celles dont les réactions peuvent, pour ainsi dire, servir de type pour toutes les autres.

DE LA TEINTURE.

On désigne sous le nom de *teinture* l'art qui a pour objet de fixer les principes colorants sur certaines substances, qui sont principalement les fils et les tissus de coton, de chanvre, de lin, de laine et de soie. On ne parvient, *en général,* à atteindre ce but d'une manière convenable, qu'autant que l'on a fait subir aux divers fils dont je parle trois opérations distinctes : 1° le *blanchiment,* que l'on appelle quelquefois *décreusage, désuintage ;* 2° l'application des *mordants ;* 3° la *fixation de la matière colorante.*

§ Ier. — Du blanchiment.

Pour se faire une idée de cette opération, il faut savoir que les fils et les tissus de chanvre, de lin, de soie, etc., que l'on veut blanchir, sont formés de fibres blanches et d'une matière colorante : il s'agit donc simplement de détruire celle-ci pour que la fibre devienne blanche. On ne pratique l'opération que je vais décrire que dans le cas où les tissus doivent recevoir une teinte légère ou partielle, comme pour les toiles peintes.

Blanchiment des fils de chanvre, de lin et de coton. 1° On laisse pendant quelques jours ces substances dans de l'eau limpide, afin de leur faire éprouver un commencement de fermentation propre à faciliter la séparation du principe colorant, et d'un enduit appelé *parou,* dont les tisserands se servent dans le tissage des toiles. 2° On les lessive en les plongeant dans une dissolution de potasse ou de soude caustiques qui ne soit pas concentrée, et qui ait été préparée d'avance avec une partie de chaux vive éteinte par le moyen de l'eau, 2 parties de carbonate de potasse ou de soude, et une plus ou moins grande quantité d'eau : le but de cette opération est de dissoudre dans l'alcali une portion de la matière colorante ; on lave ces tissus à grande eau. 3° On les plonge dans une dissolution aqueuse de *chlore,* qui, comme je l'ai dit, détruit le principe colorant et le transforme en une matière très-soluble dans les alcalis ; si la dissolution de chlore était trop concentrée, le tissu lui-même pourrait être attaqué ; si elle était trop faible, l'action serait presque nulle ; on se sert plus particulièrement aujourd'hui d'une dissolution de chlorure de chaux, qui offre tous les avantages du chlore, sans avoir autant d'inconvénients : on lave les tissus à grande eau. 4° On les passe à plusieurs reprises, et en les frottant, dans une disso-

lution de savon chaude. 5° On les met en contact avec de l'acide sulfurique très-faible, afin de dissoudre une certaine quantité d'oxyde de fer qui, pendant le cours de l'opération, se dépose sur ces substances, principalement sur le coton, et les colore en jaune; on les lave de nouveau. 6° On renouvelle plusieurs fois, et successivement, les immersions dans la lessive et dans la dissolution de chlore, ainsi que les lavages (Berthollet).

Avant d'avoir adopté ce procédé, on blanchissait les toiles en les lessivant de temps en temps, les étendant sur le pré et les arrosant deux ou trois fois par jour.

Blanchiment de la soie et de la laine. Si, après avoir décreusé la *soie,* on veut la rendre encore plus blanche, on l'expose à la vapeur du soufre en ignition (gaz acide sulfureux). La *laine* doit être désuintée d'abord, puis traitée par une faible dissolution de savon tiède, pour s'emparer du suint qui peut rester à la surface; enfin on doit la mettre en contact avec le gaz acide sulfureux.

Décreusage. Le décreusage est une espèce de blanchiment moins parfait que le précédent, que l'on fait subir aux tissus de coton, de lin, de chanvre et de soie, qui doivent être teints en une couleur foncée. Pour *décreuser le lin, le chanvre et le coton,* on fait bouillir ces matières avec de l'eau, pendant deux heures; on les laisse égoutter; on les fait bouillir de nouveau pendant deux heures avec une dissolution de soude rendue caustique par la chaux; on les lave à grande eau, et on les fait sécher à l'air. Pour 100 kilogrammes de chanvre ou de lin, on prépare la dissolution avec 15 seaux d'eau et 2 kilogrammes de soude, tandis qu'on ne met que 1 kilogramme ½ de soude pour la même quantité de coton. — *Décreusage de la soie.* La soie est un liquide visqueux, contenu dans un appareil glanduleux du bombyx du mûrier (*phalœna mori*), qui se solidifie par l'action de l'air. Elle contient: 1° une matière azotée soluble (gomme de Roard); 2° une matière azotée insoluble dans l'eau; 3° une huile volatile odorante; 4° de la cire; 5° une matière colorante jaune, si la soie est jaune. La réunion de ces matières constitue le *vernis de la soie,* que l'on peut dissoudre en entier par l'alcool ou l'éther et l'eau, dans un digesteur distillatoire. D'après M. Roard, on *décreuse* les soies, écru blanc ou jaune, en les faisant bouillir pendant une heure avec quinze fois leur poids d'eau, et une plus ou moins grande quantité de savon, suivant la nuance que l'on désire; il faut plonger la soie dans le bain une demi-heure avant que le liquide soit en ébullition, et la retourner souvent: dans cette opération, la soie perd la totalité ou la majeure partie de son vernis.

Désuintage. La laine est enduite d'une matière que l'on appelle *suint*, composée d'un savon à base de potasse qui en fait la majeure partie, d'une substance animale particulière odorante, de chaux, de carbonate de chaux, de carbonate et d'acétate de potasse et de chlorure de potassium (Vauquelin); la quantité de suint est d'autant plus considérable que la laine est plus fine. On donne le nom de *désuintage* à l'opération qui a pour objet de lui enlever l'enduit dont je parle: cette opération consiste à plonger la laine, pendant un quart d'heure, dans un bain presque bouillant préparé avec 3 parties d'eau et 1 partie d'urine pourrie ou ammoniacale, à laquelle on ajoute quelquefois du savon; on la remue de temps en temps, puis on la retire; on la fait égoutter; on la lave à grande eau, et on la fait sécher au soleil. Le bain qui a déjà servi est encore très-utile pour d'autres opérations du même genre. On pratique quelquefois le désuintage sans employer d'urine. La laine *désuintée* contient encore deux matières grasses, l'une solide, l'autre fluide, qu'on peut lui enlever en la soumettant à l'action de l'alcool et de l'éther dans le digesteur distillatoire: ainsi privée de ces deux graisses, elle renferme, outre l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote qui la constituent, du soufre.

§ II. — **De l'application des mordants.**

On donne le nom de *mordant* à toute substance qui, étant dissoute dans l'eau, a la faculté de s'unir aux tissus préalablement décreusés, désuintés ou blanchis, que l'on veut teindre, et d'augmenter leur affinité pour les principes colorants, sans que les fibres textiles perdent leur forme et leur consistance. Si l'on ne faisait pas usage de mordants, la teinture serait facilement enlevée par les lavages avec de l'eau, et surtout avec les savons alcalins. Le nombre des mordants est presque infini, cependant on emploie le plus ordinairement l'*alun*: aussi cette opération de la teinture est-elle souvent désignée sous le nom d'*alunage*. Dans la teinture écarlate, on se sert du protochlorure d'étain; on emploie souvent aussi le bichlorure d'étain, surtout pour aviver les couleurs rouges de la cochenille et de la garance; dans les toiles peintes, on fait usage d'acétate d'alumine, et pour le rouge d'Andrinople, on emploie la noix de galle.

Alunage de la soie. On laisse la soie pendant vingt-quatre heures dans une dissolution faite avec 1 partie d'alun pur, contenant à peine un demi-millième de son poids de *sulfate de fer* et 60 parties d'eau; on la tord et on la lave; on agit à la température ordinaire pour faire

absorber à la soie une plus grande quantité de sel, et lui conserver son brillant sans l'altérer.

Alunage de la laine. Après avoir fait bouillir pendant une heure 1,000 parties de laine dans l'eau de son, afin de la dégraisser, on la lave à l'eau froide, et on la fait bouillir de nouveau avec 8 à 9,000 parties d'eau, 250 parties d'alun du commerce, et un peu de crème de tartre; on la fait égoutter et on la lave.

Alunage du coton, du chanvre et du lin. On met ces tissus dans une dissolution légèrement chaude, préparée avec 3 parties d'eau et 1 partie d'alun; on laisse refroidir le bain; on les retire vingt-quatre heures après, on les lave et on les fait sécher. L'alun doit être pur lorsqu'on opère sur le coton, car s'il contenait seulement $^1/_{1000}$ de sulfate de fer, les nuances seraient altérées.

Avant de teindre les étoffes de ligneux *alunées,* on les plonge pendant quelque temps dans deux bains d'eau dans laquelle on a délayé 6 à 8 p. $^0/_0$ de bouse de vache, sans que l'on sache encore ce qui se passe; il est probable que la bouse agit par les phosphates qu'elle renferme.

§ III. — De la fixation des matières colorantes.

On prépare le *bain de teinture* en faisant dissoudre la matière colorante dans l'eau bouillante, et on y plonge le tissu, préalablement blanchi et combiné avec le mordant. Si la matière colorante n'est pas soluble par elle-même, on la rend soluble à l'aide d'un autre corps; alors on plonge dans le bain le tissu blanchi, et sans être imprégné de mordant, et on précipite la matière colorante au moyen d'une troisième substance. Dans tous les cas, on dispose les tissus que l'on veut teindre, de manière que toutes leurs parties soient en contact avec la couleur pendant le même temps. La température du bain qui sert à teindre les soies, le chanvre et le lin, doit être portée successivement de 30° à 75°. On teint presque toujours au bouillon les laines et les cotons. Ces opérations étant terminées, on lave les tissus, afin de leur enlever le principe colorant, qui n'est que superposé.

Des teintures rouges.

On obtient ces couleurs avec la garance, les bois de Campêche et du Brésil, la cochenille, le carthame, etc.

Garance (*rubia tinctorum*). On ne fait usage que des racines, les

meilleures ont un diamètre égal à celui d'un tuyau de plume; leur cassure est d'un jaune rougeâtre très-vif. La poudre qu'elles fournissent est d'un rouge jaunâtre, et contient plusieurs matières colorantes. MM. Robiquet et Collin en ont extrait de l'alizarine et de la purpurine; M. Kuhlmann en a séparé une matière d'un jaune fauve, qu'il a nommée *xanthine,* et qui est entièrement soluble dans l'eau et dans une dissolution saturée de carbonate de soude. Enfin MM. Gaultier de Claubry et Persoz disent en avoir retiré deux matières colorantes : l'une, *rouge,* différente de l'alizarine et de la purpurine; l'autre, *rose* (voy. *Ann. de chim.,* septembre 1831).

D'après Schunck, la garance contiendrait sept substances différentes, savoir : deux matières colorantes, l'*alizarine* et la *rubiacine* (rouge de garance); un principe amer, la *rubiane ;* deux résines, de l'acide pectique, et une substance brune qui est probablement le résultat d'une oxydation.

M. Debus, de son côté, en cherchant à isoler les matières colorantes de la garance, dit avoir retiré deux acides, qu'il a désignés sous les noms de *lizarique* et *oxylizarique.*

Voici comment s'exprime M. Chevreul, à l'occasion de ces analyses : « Si l'on fait agir la garance, ou plutôt ses diverses parties, sur de la laine alunée, on y reconnaîtra trois propriétés colorantes distinctes : celle de colorer l'étoffe en jaune, celle de la colorer en rouge, et celle de la colorer en fauve ou en brun. La *première* propriété me paraît due à un principe jaune, mais je ne pense pas que la *xanthine* de M. Kuhlmann soit ce principe à l'état de pureté. La *seconde* propriété est rapportée, dans l'état actuel des choses, à l'alizarine et à la purpurine; mais ces deux matières existent-elles toutes formées dans la racine de garance, doivent-elles être considérées comme deux espèces distinctes, ou l'une n'est-elle qu'une variété, qu'une simple modification de l'autre? C'est ce qui n'est pas encore déterminé. Quant à la matière rouge de MM. Gaultier et Persoz, j'ai plusieurs motifs de croire que ce n'est point un principe immédiat pur. La *troisième* propriété n'est pas susceptible d'être ramenée maintenant à une matière bien définie. »

D'après MM. Strecker et Wolff, en faisant fermenter la garance, à l'aide de la levûre, à la température de 30°, on ne trouve que de la purpurine; il est très-probable que l'alizarine s'est transformée, dans ces conditions, en purpurine, ce qui pourrait avoir lieu avec dégagement d'acide carbonique et d'hydrogène (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences,* n° du 12 août 1850).

Les couleurs de garance sont très-solides, les rouges qu'elles four-

nissent sont les moins altérables. On emploie cette racine : 1° pour teindre la *laine ;* il suffit pour cela de plonger dans un bain préparé avec 1 partie de garance et 30 parties d'eau 1 partie de laine alunée. Suivant M. Roard, on peut communiquer à la laine, et même à la soie préalablement alunée, une teinte rouge magnifique, en séparant la matière jaune fauve de la garance par le carbonate de soude, et en mettant la matière rouge qui reste dans une dissolution de sel d'étain et de tartre. 2° Pour donner au *lin* et au *coton* les teintes désignées sous les noms de *rouge de garance* et de *rouge d'Andrinople* (voy. Chaptal, *Sur la teinture*). 3° Pour communiquer aux *toiles peintes* une foule de nuances qui varient depuis le rouge clair jusqu'au rouge foncé, et depuis le violet clair jusqu'au noir ; il suffit pour cela d'ajouter au bain de garance des proportions différentes de sels alumineux et ferrugineux. 4° Pour préparer une *laque* qui peut remplacer la laque carminée (Mérimée) : pour cela on épuise la garance par l'eau froide, afin de dissoudre toute sa matière colorante fauve ; on met pendant vingt-quatre heures la portion rouge qui reste dans une dissolution d'alun, à la température ordinaire ; la liqueur devient d'un rouge foncé ; on y verse peu à peu du carbonate de potasse ou de soude dissous dans une grande quantité d'eau : l'alumine qui fait partie de l'alun se précipite avec la matière colorante ; le précipité constitue la *laque ;* les premières portions obtenues sont plus belles que les dernières. On lave le précipité avec de l'eau froide, on le met sur un filtre, et on le dessèche à une douce chaleur.

Bois de Campêche (*hœmatoxylum campechianum*). Les bûches de ce bois doivent être compactes et lourdes, d'un brun rougeâtre à l'extérieur, d'un orangé rougeâtre à l'intérieur ; elles doivent exhaler une légère odeur de violette. On les emploie à faire des violets et même des bleus ; elles forment un des principaux ingrédients des teintures en noir : c'est l'*hématine* qui fait la base de toutes ces teintures.

Bois de Brésil, de Fernambouc, etc. (*cœsalpina echinata* de Lam.). Ce bois communique à l'eau bouillante une belle teinte rouge qui malheureusement n'est pas solide. On l'emploie cependant assez souvent : 1° pour teindre la laine : on fait bouillir pendant trois quarts d'heure une partie de ce bois réduit en poudre avec 20 parties d'eau ; on y met 6 parties de laine, et on continue l'ébullition pendant trois quarts d'heure ; on retire la laine, on la lave et on la fait sécher. 2° Pour faire de faux cramoisis sur la soie : on procède de la même manière et avec les mêmes proportions, excepté que l'on plonge la soie pendant une heure et demie dans le bain, dont la température n'est que de 30° à 60° ; alors on la

traite par une dissolution alcaline, afin de lui donner la teinte cramoisie.

Orseille. Cette matière colorante n'existe pas dans les végétaux; mais elle se forme lorsqu'on fait pourrir, sous l'influence de l'air et de l'ammoniaque,[1] certains lichens, tels que le *lecanora parella,* le *variolaria dealbata,* le *roccella tinctoria,* etc. Il suffit, pour l'obtenir, de faire fermenter dans des auges en bois un mélange de ces lichens écrasés, et d'urine et d'ammoniaque, ou d'urine et de chaux, et de le brasser fréquemment à la température de 25° à 30°; tout porte à croire que, pendant la fermentation, certains principes *incolores* et cristallisables des lichens, l'acide lécanorique, par exemple, se transforment en *orcine,* laquelle à son tour se change en *orcéine.* Quoi qu'il en soit, on retire encore de l'orseille plusieurs matières rouges non cristallines, dont les caractères ne sont pas suffisamment définis pour qu'on puisse les considérer comme des principes immédiats; je citerai entre autres l'*azoérythryne,* matière insoluble dans l'eau, dans l'alcool, l'éther, et dans les alcalis; ceux-ci sont colorés en rouge vineux.

Tournesol. Si, au lieu d'exposer ces lichens, particulièrement le *roccella tinctoria,* à l'action de l'ammoniaque seule, on fait agir sur eux un mélange de carbonate de potasse et d'ammoniaque, sous l'influence de l'air, il se forme d'abord une matière rouge qui finit par devenir bleue : cette couleur, étant épaissie avec de la craie ou du plâtre, constitue le *tournesol en pains* du commerce. Si l'on ne solidifie pas la masse par de la craie, mais que l'on fasse dessécher la matière colorante sur des chiffons, on obtient le tournesol en *drapeaux.*

M. Robert Kane a extrait du *tournesol* plusieurs matières diversement colorées (voy. p. 288); cependant on peut dire que la couleur bleue n'est due qu'à la modification que les alcalis ont fait subir à une matière primitivement rouge, ce qui explique très-bien l'action qu'exercent sur cette couleur, tour à tour, les acides et les alcalis. On l'emploie comme réactif dans les laboratoires, soit en dissolution dans l'eau, soit fixée sur du papier. Le papier rouge de tournesol n'est que le papier bleu immergé dans de l'eau légèrement acidulée, et séché.

Cochenille (*coccus cacti*). La cochenille est un petit insecte qui vit sur le *cactus cochenilifer,* au Mexique, à Saint-Domingue, à la Jamaïque, au Brésil, etc. On la met dans l'eau bouillante pour la faire périr; on la sèche au soleil et on la passe à travers un crible. On en connaît deux espèces : la cochenille *sylvestre* et la cochenille *fine* ou *mestèque :* celle-ci est plus grosse que l'autre, et ressemble à une petite graine hémisphérique, d'un cramoisi violet. Elle est composée, d'après MM. Pelletier et

Caventou, de carmine (acide carminique), d'une matière animale particulière, d'une matière grasse, qui elle-même est formée de stéarine, d'oléine et d'un acide odorant (acide coccinique), de phosphate et de carbonate de chaux, de chlorure de potassium, de phosphate de potasse, et de potasse unie à un acide organique.

On emploie la cochenille pour teindre la *laine* ou la *soie* en écarlate: cette couleur paraît résulter de la combinaison de la laine avec la matière colorante, les acides tartrique et chlorhydrique, et l'acide stannique. Pour parvenir à la fixer sur les étoffes, on leur fait subir deux opérations, le bouillon et la rougie.—*Bouillon.* On fait chauffer dans une chaudière d'étain ou de cuivre étamé, à la température de 50°, 3 kilogrammes de crème de tartre avec 8 ou 900 kilogrammes d'eau; on y verse 2 hectogrammes et demi de poudre de cochenille, et un instant après 2 kilogrammes et demi de sel d'étain dissous dans l'eau; on porte le bain à l'ébullition, et deux heures après on en retire l'étoffe; on l'évente et on la lave à grande eau. — *Rougie.* On fait bouillir la moitié de l'eau de l'opération précédente; on y ajoute 2,75 de poudre de cochenille; on agite, et au bout de quelque temps on y verse 7 kilogrammes de sel d'étain, préparé avec 8 parties d'acide azotique à 30 degrés, une partie de sel ammoniac et une partie d'étain pur en grenaille (la dissolution obtenue doit être étendue du quart de son poids d'eau); cela étant fait, on plonge le drap dans le bain bouillant; on l'agite, on le laisse pendant une demi-heure; on le retire, on l'évente et on le fait sécher. La *rougie,* qui a servi à donner au drap la couleur écarlate, peut encore être employée pour faire les nuances capucine, orangée, jonquille, couleur d'or, de cerise, de chair et de chamois, pourvu qu'on y ajoute des quantités convenables de fustet, de sel d'étain ou de crème de tartre. On emploie encore la cochenille pour teindre en *cramoisi :* on fait bouillir le drap dans un bain de teinture composé de 13 à 20 parties d'eau pour chaque partie de drap, de $5/6$ de partie d'alun, de $1/10$ de crème de tartre, de $1/12$ de cochenille, et d'une très-petite quantité de dissolution d'étain. Quelquefois aussi on obtient cette couleur en traitant le drap teint en écarlate par l'ammoniaque ou par une dissolution bouillante d'alun, qui ont la faculté d'altérer cette couleur et de la changer en cramoisi.

Kermès (*coccus baficus, coccus infectorius,* etc.). Insecte plus gros que la cochenille mestèque, plus arrondi, et d'une couleur moins rouge; il contient de la carmine et probablement une matière jaune, car il teint la laine en rouge tirant sur le jaune. Il faut employer bien plus de kermès que de cochenille pour avoir le même ton de couleur.

Cochenille laque. On connaît dans le commerce trois variétés de cette cochenille, de chacune desquelles on peut retirer cinq résines différentes : 1° la *laque en bâtons,* que l'on trouve sous forme de croûte sur les petites branches de plusieurs arbres des Indes orientales; elle paraît transsuder du corps des femelles du *coccus lacca,* qu'elle finit par envelopper, comme si chaque femelle était placée dans une cellule. Le *coccus lacca* est un insecte hémiptère, qui vit dans l'Inde sur plusieurs arbres, tels que le *ficus religiosa,* le *ficus indica,* etc. La laque en bâtons est d'un rouge foncé, et communique à l'eau cette couleur. 2° La *laque en grains,* qui paraît être la précédente, frottée dans l'eau pour en extraire autant de parties colorantes que possible; elle est brune. 3° La *laque en écailles,* que l'on obtient en faisant fondre la laque en bâtons, et en la coulant en plaques minces; elle est également brune. La première contient beaucoup plus de matière colorante et moins de matières résineuses que les autres; elle renferme aussi de l'acide laccique; la dernière est la moins riche en couleur. D'après Hatchett, ces trois laques sont formées de 68 à 90 de matières résineuses, et de 32 à 10 de matière colorante, de cire, de gluten; la laque en bâtons renfermerait 68 de résine et 10 de principe colorant, tandis que la laque en grains contiendrait 88,5 de résine et 2,5 de matière colorante. Toutes les trois sont fragiles, transparentes, inodores, et douées d'une saveur astringente et amère. La *cire à cacheter rouge* est formée de 48 parties de laque en écailles, de 12 parties de térébenthine, d'une partie de baume de Pérou, et de 36 parties de vermillon; on fait fondre. Si l'on substituait le noir d'ivoire au vermillon, on ferait la *cire noire.* La laque est encore employée en teinture et dans la préparation des vernis. On l'administrait autrefois en médecine à la dose de 2 à 4 grammes dans l'alcool, comme tonique et astringente; on la fait entrer aujourd'hui dans quelques gargarismes antiscorbutiques, et dans la composition des poudres propres à raffermir les gencives; on l'emploie aussi quelquefois pour déterger et mondifier les plaies.

Rhubarbe. Lorsqu'on traite 1 partie de rhubarbe par 4 parties d'acide azotique, on obtient pour résidu une matière à laquelle M. Garot a donné le nom d'*érythrose* (d'ἐρυθραίνω, rougir), d'un jaune orange, si la rhubarbe est exotique et d'un jaune plus clair, si elle est indigène; cette dernière donne à peu près 8 à 10 pour 100 d'érythrose, tandis que la rhubarbe exotique en fournit de 15 à 20 pour 100. L'érythrose, combinée avec les alcalis, forme des composés rouges ou amarantes susceptibles d'application aux arts et à la pharmacie. Le composé de po-

tasse colore les liquides non acides six fois plus fortement que la cochenille, et le rouge est plus franc, plus vif et plus stable. Le composé *neutre* d'ammoniaque a quatre fois plus d'intensité colorante que le précédent; il peut être employé comme encre rouge avec autant d'avantage que celle qui est faite avec la cochenille ou le carmin. On s'en servira aussi pour colorer en rose les savons transparents et ceux de Windsor, dits de toilette. La force colorante de ces deux composés d'*érythrose* n'est pas la même, suivant les rhubarbes avec lesquelles ils ont été obtenus; on peut la classer comme il suit: *rhubarbe de Moscovie, rhubarbe de Chine, rhubarbe indigène.* Cette force dans l'érythrose des rhubarbes exotiques étant au moins trois fois plus considérable que dans les rhubarbes indigènes, on trouve là un moyen facile de reconnaître l'origine des rhubarbes, si surtout, agissant comparativement, on tient compte en même temps du produit en *érythrose,* qui est de 15 à 20 pour 100 et couleur *orange* pour les rhubarbes exotiques, et de 8 à 10 pour 100 et jaune pour les rhubarbes indigènes. On peut fixer ces composés sur la soie et sur la laine, et obtenir des nuances fort belles, de la même couleur que celles qui sont fournies par la cochenille; dans les divers essais qui ont été faits, c'est la rhubarbe indigène qui a toujours donné une teinte d'un rouge plus vif; tout porte à croire qu'elle pourra devenir bientôt, comme matière tinctoriale, l'objet d'une industrie importante.

L'érythrose est-elle un produit de la réaction de l'acide azotique sur la rhubarbe, ou bien existe-t-elle toute formée dans cette racine? Quoiqu'il en soit, elle est de nature complexe, et ne saurait être considérée comme un principe immédiat (*Journ. de pharm.,* janvier 1850).

Bois de santal (*ptœrocarpus santalinus*). Il est en bûches denses et très-dures, ou en poudre fine; il ne colore presque pas l'eau bouillante; il donne, soit une couleur fauve, soit une couleur rouge.

De la teinture en jaune.

On prépare cette couleur avec la gaude, le quercitron, le bois jaune, etc.

Gaude (*reseda luteola*). Suivant M. Roard, les capsules contiennent plus de principe colorant que les tiges, et celles-ci beaucoup plus que les racines. On sait que le principe colorant, la *lutéoline,* a été séparé de la gaude (voy. p. 290). Lorsqu'on fait bouillir de l'eau avec ces parties, on obtient un *solutum* tirant sur le brun, qui s'éclaircit et devient verdâtre par l'addition d'une plus grande quantité d'eau. Les acides en

affaiblissent la teinte, les alcalis la rendent plus foncée, le sel d'étain y détermine un précipité abondant d'un jaune clair. On emploie la gaude pour teindre en jaune la *soie*, la *laine* et le *coton* : la couleur est très-solide et ne passe pas au roux, comme le font la plupart des autres jaunes de nature organique. On commence par préparer le bain en faisant bouillir pendant dix minutes 2 parties de gaude dans 30 ou 40 parties d'eau ; on passe le liquide à travers une toile serrée, et lorsque sa température est de 30° à 75°, on y plonge pendant un quart d'heure la *soie alunée* avec de l'alun pur, ou le *coton* décreusé et aluné : si l'alun contient du sulfate de fer, on obtient une couleur olive. La *laine* se teint de la même manière, excepté qu'on peut la laisser dans le bain bouillant.

Quercitron (écorce du *quercus nigra*). Il est vendu aux teinturiers sous forme d'une matière pulvérulente, mêlée de parties fibreuses, d'une couleur fauve. Il renferme deux matières colorantes : l'une, jaune, très-soluble dans l'eau, qui se comporte, avec les acides et les alcalis, comme la gaude ; l'autre, fauve, moins soluble. On s'en sert principalement pour teindre les toiles : pour cela, on met 15 ou 20 parties d'eau à 50° ou 60°, sur une partie de quercitron ; au bout de douze minutes, on passe la dissolution à travers un tamis fin, et on y plonge 10 parties de laine alunée et combinée avec le sel d'étain. La couleur du quercitron se conserve moins longtemps que celle de la gaude sans passer au roux.

Bois jaune (*morus tinctoria*). Il est sous forme de grosses bûches ; il doit être compacte, dense, d'une couleur jaune sans mélange de rouge. On voit souvent dans l'intérieur des bûches une matière pulvérulente, jaune (morin), ou d'un blanc tirant sur la couleur de chair (morin blanc), et une matière rouge dont l'aspect est résineux. Si l'on fait bouillir le bois jaune avec de l'eau, il donne un liquide d'un jaune rougeâtre, dans lequel le sel d'étain fait naître un précipité jaune abondant ; les alcalis le font passer au rouge ; les acides le troublent légèrement et en affaiblissent la teinte. Il doit sa couleur au morin. On l'emploie pour teindre les draps en jaune, en vert, en bronze, etc. ; mais les jaunes qu'il donne ont l'inconvénient de devenir roux à l'air. Pour s'en servir, on plonge dans 30 parties d'eau bouillante un sac contenant une partie de ce bois, réduit en copeaux ; on ajoute au bain des rognures de copeaux, afin de l'aviver, et on y met l'étoffe alunée ; la gélatine qui fait partie des rognures paraît agir en précipitant une matière d'un fauve rougeâtre, analogue au tannin.

Bois de fustet (*rhus cotinus*). Dépouillé de son écorce, il est sous forme de petits morceaux secs, d'un beau jaune. Il contient une matière jaune légèrement orangée, tirant sur le verdâtre, une matière rouge, et une matière brune. Sa dissolution aqueuse, de couleur jaune, prend par les alcalis fixes une belle couleur pourpre, qui peu à peu devient rouge jaunâtre. Elle communique à la laine légèrement alunée une belle couleur orange tirant un peu sur le vert. Le bois de fustet est rarement employé seul; mêlé à la cochenille, il fournit des écarlates jaunes, des aurores, des capucines, des orangés, qui ont beaucoup de feu, mais qui passent au rose par le contact de la lumière.

Graine d'Avignon (*rhamnus infectorius*). Elle renferme un principe colorant jaune et une matière rouge. On l'emploie dans la fabrication des toiles peintes, dans la préparation du *stil de grain*, et dans celle de diverses laques destinées aux papiers peints.

Curcuma (*curcuma longa*). On fait usage de la racine, qui doit être grosse, pesante, difficile à casser, et d'un aspect intérieur résineux, ni vermoulu ni pulvérulent. Elle contient de la *curcumine*, une matière brune, etc. On l'emploie pour la teinture en écarlate, pour les verts sur laine à la composition, et pour peindre du papier dont on se sert pour reconnaître les alcalis.

Rocou (*bixa orellana*). Les graines de cette plante donnent, par la fermentation, deux principes colorants, l'un jaune, soluble dans l'eau et l'alcool, peu soluble dans l'éther; l'autre rouge, peu soluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Elles sont employées dans la teinture en soie pour les couleurs qui résultent en général du mélange du rouge et du jaune, telles que les aurores, les oranges.

De la teinture en bleu.

On prépare ces couleurs avec l'indigo, le campêche et le bleu de Prusse; l'indigo est le seul qui fournisse des bleus solides.

De l'indigo. L'indigo a été trouvé, jusqu'à présent, dans quelques espèces du genre *indigofera*, telles que l'*indigofera argentea, disperma, anil* et *tinctoria*, de la familles des légumineuses; dans l'*isatis tinctoria*, famille des crucifères; dans le *polygonum tinctorium*, de la famille des polygonées, et dans quelques espèces du genre *nerium*; il est probable qu'il existe dans toutes les espèces de ces genres et dans quelques autres plantes. La substance connue dans le commerce sous le nom d'*indigo flore* ou de *Guatimala*, renferme, outre l'*indigotine*, beaucoup d'autres matières. En la

traitant par l'eau, par l'alcool et par l'acide chlorhydrique, on a trouvé dans 100 parties : 1° matières solubles dans l'eau, savoir : matière verte unie à l'ammoniaque, un peu d'indigo désoxydé, extractif, gomme, 12 parties ; 2° matières solubles dans l'alcool, c'est-à-dire matière verte, résine rouge, un peu d'indigo, 30 parties ; 3° matières solubles dans l'acide chlorhydrique, savoir : résine rouge, 6 parties ; carbonate de chaux, 2 parties ; sesquioxyde de fer et alumine, 2 parties ; 4° matières insolubles dans ces agents, acide silicique, 3 parties ; *indigotine,* 45 parties. Berzelius croit l'indigo formé d'une matière analogue au gluten, d'une matière brune qui, par sa combinaison avec l'ammoniaque, donne la matière verte, d'une matière rouge (résine rouge) et d'indigotine (voy. *Ann. de phys. et de chim.*, t. XXXVI).

En traitant l'indigo par l'acide azotique, on obtient de l'acide *carbazotique*, si l'acide est concentré (voy. p. 279), et s'il est étendu d'eau, on forme un autre acide, bien décrit par le docteur Buff, sous le nom d'*acide d'indigo.*

Préparation. Parmi les nombreux procédés qui ont été proposés pour extraire l'indigo, je décrirai le suivant, qui est usité en Amérique. Après avoir lavé les feuilles de l'*indigofera,* on les place dans une cuve et on les recouvre d'eau ; elles ne tardent pas à fermenter : le liquide verdit, devient un peu acide, et sa surface se recouvre de bulles et de pellicules irisées ; alors on le fait passer dans une autre cuve ; on l'agite et on le mêle avec de l'eau de chaux, qui favorise la précipitation de l'indigo : lorsque celui-ci est déposé, on le lave et on le fait sécher à l'ombre.

On opère de même pour extraire cette matière colorante du pastel ; mais comme l'indigo précipité par l'eau de chaux est vert, et qu'il doit cette couleur à un mélange de jaune et de bleu, il faut le laver avec de l'acide chlorhydrique faible, qui dissout la chaux, et rend la matière jaune plus soluble dans l'eau ; en sorte qu'il suffit ensuite de le mettre en contact avec ce dernier liquide pour lui enlever la couleur jaune et l'obtenir bleu.

Teinture en bleu par l'indigo. — On procède de deux manières différentes : 1° on dissout l'indigo dans l'acide sulfurique concentré ; on étend la dissolution de 150 parties d'eau pour en précipiter la matière colorante ; on y plonge le corps que l'on veut teindre ; on le lave et on le sèche : le bleu obtenu par ce moyen est très-vif, mais moins solide que celui que l'on fait par le procédé suivant. 2° On met le tissu dans un bain de teinture appelé *cuve ;* on distingue trois espèces de cuves : la cuve à la chaux et au vitriol, la cuve d'inde, et la cuve de pastel. En réfléchissant à la nature et aux propriétés des différentes substances qui

entrent dans la composition de ces cuves (voyez plus bas), on verra: 1° que l'indigo doit être ramené à l'état d'indigotine blanche, d'un jaune verdâtre, qui se dissout dans l'alcali que l'on a ajouté; 2° que l'étoffe que l'on en imprègne doit avoir la même couleur jaune; 3° enfin, qu'en l'exposant à l'air, l'indigotine blanche doit absorber l'oxygène et passer à l'état d'indigotine bleue: il suffira donc, pour teindre par ce procédé, de plonger le tissu, à plusieurs reprises, dans la cuve, dont la température est de 40° à 45°, puis de le mettre en contact avec l'air.

Cuve à la chaux et au vitriol. On place dans une chaudière profonde 300 litres d'eau, 2 kilogrammes d'indigo finement pulvérisé, 2 kilogrammes de chaux éteinte, 2 kilogrammes et demi de sulfate de protoxyde de fer du commerce, dissous dans l'eau, et 500 grammes de soude du commerce; on agite le tout, et on chauffe pendant vingt-quatre heures à la température de 40° à 50°, en remuant de temps en temps; alors on y plonge l'étoffe; lorsque la dissolution est affaiblie, et qu'une portion d'indigotine bleue s'est précipitée, on y ajoute 2 kilogrammes de sulfate de fer et 1 kilogramme de chaux vive, afin de redissoudre le précipité; on y met une nouvelle quantité d'indigo quelque temps après cette addition.

Cuve d'Inde. On délaie dans 100 seaux d'eau 6 kilogrammes d'alcali, 2 kilogrammes de son, et autant de garance; on fait bouillir pendant quelque temps; on introduit le mélange dans une chaudière conique, et on y ajoute 6 kilogrammes d'indigo bien broyé; on agite le tout et on chauffe doucement: au bout de quarante-huit heures, l'opération est terminée, et le bain est d'un beau jaune, couvert de plaques cuivrées et d'écume bleue, surtout si on l'a agité toutes les douze heures; alors on y introduit l'étoffe que l'on veut teindre. Le son et la garance agissent en désoxygénant l'indigo: celle-ci jouit encore de la propriété de se combiner avec le tissu, et le rend propre à être porté au même ton par une plus petite quantité d'indigo.

Cuve de pastel (*isatis tinctoria*). On fait bouillir dans une chaudière, pendant trois heures, 4 kilogrammes de gaude, 6 kilogrammes de garance, 2 kilogrammes de son, avec 4,500 litres d'eau; on retire la gaude, et on verse la liqueur dans une cuve en bois contenant 200 kilogrammes de pastel parfaitement divisé; on agite continuellement, au moins pendant six heures (1), opération que l'on répète de nouveau de trois en

---

(1) Le pastel n'est autre chose que la plante même lavée, desséchée, broyée, que l'on a fait fermenter en l'exposant au soleil après l'avoir mise en tas.

trois heures, jusqu'à ce qu'il se manifeste des veines bleues à la surface du liquide; alors on ajoute 1 kilogramme de chaux et 10 kilogrammes d'indigo parfaitement broyé; on agite de nouveau deux fois pendant les six heures qui suivent, et on laisse déposer : dans cet état, la liqueur est d'un jaune d'or, et peut servir à teindre les étoffes; dès ce moment, il faut y ajouter tous les jours 500 grammes de chaux éteinte, et la température doit être constamment de 39° à 50°. On voit, d'après cela, que la cuve de pastel diffère de la cuve d'Inde, en ce qu'elle renferme de la chaux et du pastel, et qu'elle ne contient pas de soude.

Si la cuve de pastel renferme trop de chaux, ce que l'on reconnaît à l'odeur piquante qu'elle répand, à sa couleur noirâtre, etc., il faut y ajouter du tartre, du son, de l'urine ou de la garance; si le contraire a lieu (et dans ce cas, le pastel se décompose et exhale une odeur fétide), il faut y ajouter de l'alcali.

Teinture en bleu par le campêche.— Les tissus de *laine* sont les seuls qui soient teints en bleu par cette matière colorante. On compose le bain de 15 ou 20 parties d'eau, $1/9$ de partie de bois de campêche, et $1/16$ de partie de vert-de-gris; on y met une partie de laine: du reste, le procédé est le même que celui que j'ai décrit en parlant du rouge de Brésil. On emploie encore le campêche pour teindre en violet la *laine* et la *soie :* il suffit pour cela de les aluner et de les plonger dans une décoction du bois, sans addition de vert-de-gris. On se sert aussi du campêche pour la teinture en noir, à laquelle il communique du lustre et du velouté.

Teinture en bleu de Prusse. — Cette couleur, employée d'abord seulement pour teindre la soie, le fil et le coton, peut être appliquée avec succès à la teinture de la laine en bleu; on la connaît dans le commerce sous le nom de *bleu Raymond.* Après avoir décreusé la *soie*, on la plonge pendant un quart d'heure dans un liquide composé de 20 parties d'eau, et de 1 partie de dissolution de sesquioxyde de fer dans les acides azotique et chlorhydrique; on la met pendant une demi-heure dans une dissolution de savon presque bouillante; on la lave de nouveau, et on la plonge dans un *solutum* froid de cyanure jaune de potassium et de fer acidulé par l'acide sulfurique ou par l'acide chlorhydrique; elle devient bleue sur-le-champ; on la laisse pendant un quart d'heure, on la lave et on la fait sécher (voy., pour la teinture de la laine, le mémoire de M. Raymond fils, dans le numéro de septembre des *Ann. de phys. et de chim.*, année 1828).

De la teinture en noir.

Lorsqu'on veut teindre en noir la laine, le coton et le lin, on commence par leur communiquer une teinte bleue, puis on les plonge dans un bain préparé avec la noix de galle et le campêche, et on finit par les mettre dans une dissolution de sulfate de protoxyde de fer, de vert-de-gris et de campêche : on peut substituer avec avantage au sulfate de fer dont je parle l'acétate qui résulte de l'action de l'acide acétique huileux, provenant de la distillation du bois sur le fer rouillé ; dans tous les cas, il se produit une nuance d'un gris violet, paraissant noire lorsqu'elle est concentrée, et qui est composée de sesquioxyde de fer, d'acide gallique et de tannin. La soie n'est jamais teinte en bleu avant d'être plongée dans le bain noir. On emploie encore pour teindre en noir les tiges de sumac (*rhus coriaria*), l'enveloppe du fruit du *babla* (*mimosa cineraria*), qui sert à faire des noirs sur la laine et plusieurs couleurs sur coton, l'écorce du châtaignier (*castanea vulgaris*), particulièrement pour la soie.

De la teinture en couleurs composées.

On prépare les couleurs vertes en plongeant les tissus, d'abord dans un bain bleu, puis dans un bain jaune ; le violet, le pourpre, le colombin, la pensée, l'amarante, le lilas, le mauve, s'obtiennent avec des bains bleus et rouges ; le coquelicot, le brique, le capucine, l'aurore, les mordorés, les cannelles, résultent de l'action du rouge et du jaune.

Pour ce qui concerne l'*impression sur des étoffes* unies, de dessins de couleurs variées, ainsi que de la *fixation des couleurs par la vapeur*, je renvoie aux ouvrages spéciaux sur la teinture.

SECTION TROISIÈME.

DES ACIDES.

Généralités sur les acides organiques. Ils sont composés d'oxygène et de carbone, ou bien d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, ou bien de ces trois éléments et d'azote, ou bien enfin d'hydrogène, de carbone et d'azote. Ils sont *monobasiques, bibasiques* ou *tribasiques ;* les premiers ne prennent que 1 équivalent de base quand on les transforme en sels ;

les derniers en prennent deux ou trois. Ceux qui ont un équivalent très-lourd sont presque toujours insolubles dans l'eau ; ils sont au contraire presque toujours solubles dans ce liquide quand leur équivalent est léger. On ne peut pas dire que tous les acides monobasiques soient volatils, mais on peut établir qu'en général tous ceux qui se volatilisent sont monobasiques. Les acides polybasiques, loin d'être volatils, sont tous décomposés par le feu, et donnent des acides pyrogénés, qui ne diffèrent des acides primitifs que par de l'eau ou de l'acide carbonique (Pelouze): ainsi l'acide malique, $H^4C^8O^8,2HO$, donne l'acide maléique pyrogéné, $H^2C^8O^6,2HO$; ainsi l'acide méconique, $H^2C^{14}O^{12},2HO$, fournit l'acide coménique pyrogéné, $H^2C^{12}O^8, 2HO$, et 2 équivalents d'acide carbonique, $2CO^2$. Les acides volatils supposés *anhydres,* comme dans certains sels, contiennent tous 3 ou 5 équivalents d'oxygène.

Le *chlore* produit, avec certains acides organiques, des acides *chlorés.*

L'acide azotique les décompose presque tous en les oxydant, donne de l'eau, de l'acide carbonique et presque toujours de l'acide oxalique; souvent aussi il se produit des acides azotés. L'acide sulfurique, quand il ne se combine pas avec les acides organiques pour former des acides doubles, les décompose, en général, en s'emparant d'une partie de leur eau.

La potasse en fusion en transforme beaucoup en acide acétique et en acide oxalique.

En général la chaux et la baryte, chauffées avec les acides organiques volatils, les décomposent en acide carbonique, qui reste uni à l'une ou à l'autre de ces bases, et en carbures d'hydrogène, en essences oxygénées ou en acétones.

Les acides organiques existent souvent tout formés dans la nature; l'art peut en produire quelques-uns ; il en est qu'on a pas encore trouvés et que l'on forme, dans les laboratoires, à l'aide d'agents d'oxydation, tels que les acides azotique, chromique et plombique, un mélange de bioxyde de manganèse et d'acide sulfurique, le chlore, etc., ou bien par la chaleur, par la fermentation. Je ne décrirai ici que les acides qui existent tout formés dans la nature; quant aux autres, j'en ai parlé à mesure que j'ai fait l'histoire des corps avec lesquels on les obtient.

DES ACIDES QUI EXISTENT DANS LA NATURE, ET DE LEURS DÉRIVÉS.

Ces acides sont :

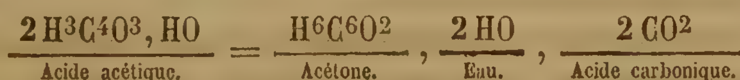
L'ac. oxaliq. (voy. t. 1er, p. 166).
Acétique.
Benzoïque.
Tartrique.
Racémique.
Tartralique.
Tartrélique.
Tartrique anhyd.
Pyrotartrique.
Citrique.
Malique.
Tannique.
Gallique.
Ellagique.
Métagallique.
Pyrogallique.
Lactique.
Sylvique.
Pinique.
Pimarique.
Abiétique.
Copahuvique.
Méconique.
Coménique.
Pyroméconique.
Succinique.
Valérianique.
Jatrophique.
Santonique.
Esculique.
Équisétique.
Kahincique.
Quinique.
Kramérique.
Polygalique.
Strychnique.
Cinnamique.
Myronique.
Eugénique.
Lécanorique.
Érythrique.
Orsellique.
Bétaorsellique.
Évernique.
Usnique.
Érytroléique.
Cétrarique.
Lichenstéarique.
Euxanthique.
Absinthique.
Carthamique.
Gaïacique.
Lichénique.
Morique.
Myroxylique.
Nicotique.
Spiréique.
Stéarique.
Margarique.
Oléique.
Linoléique.
Élaïdique.
Érucique.
Ricinique.
Stéaroricinique.
Oléoricinique.
Ricinéolique.
Phocénique.
Caproïque.
Caprique.
Caprylique.
Butyrique.
Oléobutyrique.
Palmitique.
Hircique.
Cérotique.
Céroléique.
Myristique.
Lithofellique.
Lauréostéarique.
Bassique.
Anamirtique.
Bénique.
Moringique.
Cévadique, etc.

De l'acide acétique. $H^3C^4O^3$, HO.

L'acide acétique se trouve dans la séve de presque tous les végétaux, dans la sueur de l'homme : il se produit pendant la fermentation acide et pendant la putréfaction des matieres végétales et animales ; il est le résultat de la décomposition de ces substances par le feu, par certains acides, et par quelques alcalis.

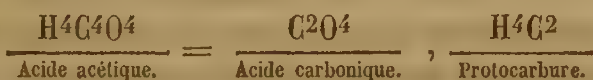
L'acide acétique est solide à 16° c. ; au-dessus de cette température, il est liquide, incolore, très-sapide, et doué d'une odeur forte *sui generis;* son poids spécifique, à la température de 18°, est de 1,0630; sa densité varie suivant qu'il est mêlé à une plus ou moins grande quantité d'eau ; elle est de 1,0791, si l'on a mêlé 100 parties d'acide monohydraté avec 32,5 parties d'eau ; tandis qu'elle est encore de 1,0630, si la quantité d'eau mélangée est de 112,2 ; il possède donc la singulière propriété d'aug-

menter de densité quand on y ajoute de l'eau jusqu'à une certaine limite, au delà de laquelle cette densité diminue. Il est volatil, et entre en ébullition à 120° sans éprouver la moindre décomposition. Si l'on fait passer sa vapeur à travers un tube de porcelaine rouge, il se décompose en eau, en acide carbonique, en *acétone,* $H^6C^6O^2$.



$$\underbrace{2H^3C^4O^3,HO}_{\text{Acide acétique.}} = \underbrace{H^6C^6O^2}_{\text{Acétone.}}, \underbrace{2HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{2CO^2}_{\text{Acide carbonique.}}$$

Si la température est encore plus élevée, on obtient du charbon et des gaz inflammables. Quand on fait passer les vapeurs d'acide acétique à travers de la mousse de platine chauffée au rouge, il se forme des volumes égaux d'acide carbonique et de protocarbure d'hydrogène.



$$\underbrace{H^4C^4O^4}_{\text{Acide acétique.}} = \underbrace{C^2O^4}_{\text{Acide carbonique.}}, \underbrace{H^4C^2}_{\text{Protocarbure.}}$$

Si, au lieu de chauffer l'acide acétique, on le refroidit, il se congèle; on peut toutefois l'amener jusqu'à 0° sans qu'il cristallise, même en l'agitant; mais alors il suffit d'introduire une pointe de verre dans le flacon qui le contient pour le faire cristalliser; sa température s'élève jusqu'à 16°+0°, et se maintient à ce degré jusqu'à ce que tout l'acide soit cristallisé. D'après M. Sebille-Auger, toutes les variétés d'acide acétique ne sont point cristallisables; les acétates purs et anhydres (acétate d'argent, par exemple) fournissent un acide cristallisable; il n'en est pas de même du verdet; celui que donne l'acétate de soude traité par l'acide sulfurique, et qui est le plus pur, cristallise en lames minces à 15°+0° c. Quand on chauffe l'acide acétique dans des vaisseaux ouverts et qu'on l'enflamme, il bout et brûle avec une flamme bleue, presque comme l'alcool. Il attire l'humidité de l'air et se dissout parfaitement dans l'eau. Il est moins soluble dans l'alcool. A la température de l'ébullition, il dissout une assez grande quantité de *phosphore,* et il en retient même après son refroidissement (Boudet). Le *chlore,* sous l'influence des rayons solaires, le décompose; tout l'hydrogène disparaît à l'état d'acide chlorhydrique, et est remplacé par une quantité de chlore correspondante, et il se forme de l'acide chloracétique; si l'acide acétique, au lieu d'être monohydraté, était étendu d'eau, le chlore déterminerait la décomposition de l'eau, et donnerait naissance à de l'acide oxalique, qui finirait par se transformer en acide carbonique.

L'acide sulfurique *anhydre* se combine avec l'acide acétique mono-

hydraté, et donne l'acide *sulfacétique,* $H^2C^4O^2, 2SO^3, 2HO$. Pour l'obtenir on sature par le carbonate de baryte la liqueur étendue d'eau ; il se forme du sulfate de baryte insoluble, et du sulfacétate soluble; en précipitant la baryte de ce dernier au moyen de l'acide sulfurique, on à l'acide sulfacétique en cristaux déliquescents, fusibles à 62°, décomposables à une température plus élevée.

L'acide azotique n'agit que faiblement sur l'acide acétique. Celui-ci n'est pas décomposé par les métaux à la température ordinaire ; cependant, quelques-uns de ces corps décomposent l'eau qu'il renferme, s'oxydent et passent à l'état d'acétates : tels sont, par exemple, le fer et le zinc. Il se combine avec un très-grand nombre d'oxydes, et forme des acétates, qui sont, en général, solubles dans l'eau. Il dissout le camphre, le gluten, les résines, la fibrine du sang, etc. Il ne précipite pas l'albumine. Quand on le chauffe avec un excès d'alcali caustique, il donne un carbonate alcalin et du protocarbure d'hydrogène. L'acide monohydraté ne décompose pas le carbonate de chaux ; il n'en est plus ainsi, si on le mêle avec de l'eau; uni à l'alcool, il ne rougit plus le tournesol et il n'attaque plus certains carbonates.

L'acide acétique sert à préparer plusieurs acétates; il fait la base du vinaigre, qui est souvent employé comme assaisonnement. Les médecins regardent le vinaigre comme résolutif, rafraîchissant, antiseptique, sudorifique, etc. On s'en sert, 1° dans tous les cas où les acides minéraux affaiblis sont indiqués ; 2° vers la fin des rhumatismes, et alors il est associé à quelques infusions sudorifiques ; 3° dans l'empoisonnement par les narcotiques, après avoir expulsé le poison par le vomissement : en effet, il résulte d'un très-grand nombre d'expériences que j'ai tentées, que le vinaigre, loin d'être le contre-poison de l'opium, augmente son action meurtrière lorsqu'il se trouve avec lui dans le canal digestif; mais que l'eau vinaigrée est un des meilleurs médicaments que l'on puisse employer pour combattre les symptômes développés par ce poison (voy. la 4e édition de ma *Toxicologie générale,* t. II); 4° dans l'asphyxie, où il est employé avec le plus grand succès en frictions, en lavement, en boisson, etc. ; 5° dans les angines muqueuses, catarrhales, gangréneuses, etc., où il agit comme résolutif : dans ce cas, il est employé en gargarismes ou sous forme de fumigations ; 6° pour résoudre certaines tumeurs; 7° pour calmer les accès hystériques et hypochondriaques, pour arrêter les hoquets et les vomissements nerveux, et suivant quelques médecins, pour appaiser les fureurs maniaques. Le vinaigre est aussi très-employé comme antiseptique dans les fièvres d'un mauvais caractère, les petites véroles gangréneuses, pétéchiales, le scor-

but, etc. Administré dans un grand état de concentration, il agit comme un poison corrosif énergique. Le sel de vinaigre, dont on fait usage dans la syncope, l'asphyxie, etc., n'est autre chose que de l'acide acétique concentré, mis sur du sulfate de potasse cristallisé.

Préparation. On obtient l'acide acétique par divers procédés : 1° en décomposant le bois par la chaleur dans des vaisseaux fermés; 2° en décomposant quelques acétates par le feu ou par l'acide sulfurique ; 3° en distillant le vinaigre. — *Premier procédé.* On décompose le bois dans des fours en brique ou dans de grands cylindres de fonte; on recueille dans un réservoir en bois le produit liquide, qui est formé d'eau, d'acide acétique, d'*acétone*, d'acétate, de méthylène, et de différentes substances goudronneuses (voy. *Bois*); on l'abandonne à lui-même jusqu'à ce que la majeure partie de l'huile soit déposée; on le décante, et on le sature avec du carbonate de chaux (craie); il se produit de l'acétate de chaux, qui reste en dissolution, tandis que l'excès de matière huileuse vient à la surface, d'où on peut la séparer à l'aide d'une écumoire. La liqueur contenant l'acétate de chaux est mêlée avec du sulfate de soude; les deux sels se décomposent, et donnent naissance à du sulfate de chaux, presque insoluble, qui se précipite, et à de l'acétate de soude soluble; on fait évaporer celui-ci, et on obtient des cristaux d'un blanc légèrement jaunâtre, tandis que le liquide qui les surnage est assez fortement coloré en brun : on redissout ces cristaux dans l'eau, et on procède à une nouvelle évaporation, qui fournit des cristaux blancs. Ces cristaux, desséchés et chauffés légèrement dans un appareil distillatoire, avec de l'acide sulfurique concentré se décomposent, et donnent l'acide acétique pur et concentré; il reste dans la cornue du sulfate de soude. Il paraît cependant que le procédé le plus généralement employé pour obtenir cet acide consiste à dissoudre l'acétate de soude dans une quantité d'eau déterminée, et à le décomposer par l'acide sulfurique du commerce; le sulfate de soude cristallise, et, par la simple distillation, on peut se procurer l'acide acétique. — *Deuxième procédé. — Vinaigre radical.* On introduit dans une cornue de grès lutée, et disposée sur un fourneau à réverbère, assez d'acétate de bioxyde de cuivre pour en remplir la moitié; on adapte à cette cornue une allonge, un récipient et un tube de sûreté, et on chauffe graduellement la cornue; l'acétate décrépite, blanchit, se dessèche, et ne tarde pas à se décomposer; on obtient dans le ballon un liquide verdâtre, composé d'acide acétique, d'une petite quantité d'acétate de cuivre, entraîné sans avoir éprouvé de décomposition, d'un peu d'eau et d'un peu d'*acétone* (voy. ce mot); les gaz que l'on recueille sous les cloches sont formés

de 4 parties environ d'acide carbonique, et de 5 $^{1}/_{5}$ de carbure d'hydrogène; il paraît aussi qu'ils tiennent en suspension un atome de cuivre métallique, qui donne à ce dernier la faculté de brûler avec une flamme verte. Le produit solide qui reste dans la cornue est pyrophorique et composé de cuivre métallique, d'un peu de charbon, et, suivant Vogel, d'un peu de protoxyde de cuivre; à la fin de l'opération, il se sublime toujours des aiguilles blanches et soyeuses d'acétate de protoxyde de cuivre. On purifie le produit liquide en le distillant dans une cornue de verre munie d'un récipient tubulé, et l'on obtient l'acide acétique pur. On peut également se procurer le *vinaigre radical* en chauffant un mélange de 203,4 parties d'acétate de plomb fondu et desséché, et de 61,4 d'acide sulfurique bouilli (Despretz). Suivant M. Sebille-Auger, le meilleur procédé pour préparer l'acide cristallisable consiste à décomposer l'acétate de soude par l'acide sulfurique pur (voy. *Journ. de chim. méd.,* avril 1832). On peut encore l'obtenir très-beau en suivant les procédés de MM. Lartigue, Rudrauff, et de M. Baup (*Bulletin de pharmacie,* t. III). — *Troisième procédé.* On introduit du vinaigre dans la cucurbite d'un alambic, et on distille jusqu'à ce que le résidu ait la consistance de lie de vin; les dernières portions obtenues sont beaucoup plus acides que les premières, parce que l'eau est plus volatile que l'acide acétique. Le vinaigre distillé, qui est le résultat de cette opération, a une odeur et une saveur faibles. Si on le sature par un alcali, qu'on évapore ensuite jusqu'à siccité, et qu'on traite l'acétate par l'acide sulfurique, on obtient de l'acide acétique concentré.

Du vinaigre. — On peut obtenir le vinaigre avec le vin, la bière, etc.; il suffit pour cela d'exposer ces liquides à l'air. Voici comment on procède à Orléans. On commence par verser 100 litres de vinaigre bouillant dans un tonneau ouvert, de 400 litres de capacité, disposé dans un atelier dont la température doit être constamment de 18° à 20°; au bout de huit jours, on y verse 10 litres de vin dont on a laissé déposer la lie; huit jours après, on ajoute encore 10 litres de vin : on recommence cette opération tous les huit jours, jusqu'à ce que le tonneau soit plein. Quinze jours après avoir ainsi rempli ce vase, le vin se trouve converti en vinaigre; on en retire la moitié, et on recommence à verser tous les huit jours 10 litres de nouveau vin. Si la fermentation est très-énergique, ce que l'on reconnaît à la grande quantité d'écume dont se charge une douve que l'on plonge dans le tonneau, on ajoute plus de vin et à des intervalles plus rapprochés.

Le vinaigre blanc s'obtient avec le vin blanc, ou avec le vin rouge que l'on a laissé aigrir sur le marc des raisins blancs. Le vinaigre rouge

provient du vin rouge; on peut le rendre incolore, comme l'a prouvé M. Figuier, en le filtrant, à plusieurs reprises, à travers du charbon; lorsqu'il est trouble, on le clarifie à l'aide du lait bouillant; il suffit d'en verser un verre dans 25 ou 30 litres d'acide, et de passer le liquide pour le séparer du *coagulum*.

Acide chloracétique, $C^4Cl^3O^3,HO$. Il cristallise en tables rhomboédriques d'une faible odeur, d'une saveur âcre et caustique; mis sur la langue, il la blanchit; il désorganise la peau du jour au lendemain. Il fond à 45° et bout vers 200°; sa vapeur est fort irritante; la densité de l'acide fondu est de 1,617. Il est transformé en acide acétique ordinaire par un amalgame de 1 partie de potassium et de 150 parties de mercure. Il peut donner un *éther chloracétique* et un éther *chloracétique perchloré* (voy. *Éther acétique*, p. 166). Il se combine avec les bases, et fournit un grand nombre de sels solubles et cristallisables, lesquels, chauffés avec un excès de potasse, se changent en *chloroforme* et en un carbonate alcalin, et si l'on continue la réaction, le chloroforme est lui-même transformé en acide formique (voy. *Chloroforme*, p. 196).

On obtient l'acide *chloracétique* en plaçant dans des flacons de cinq à six litres de capacité, pleins de chlore sec et gazeux, de 0,8 à 0,9 grammes d'acide acétique cristallisable. Au bout de vingt-quatre heures d'action solaire, on trouve les parois des vases tapissées de lames rhomboédriques : on les dissout dans l'eau, et l'on concentre dans le vide sur de la potasse caustique et de l'acide sulfurique; par ce moyen, l'acide oxalique dont l'acide chloracétique est souillé cristallise le premier, et peut être facilement séparé. On distille ensuite sur l'acide phosphorique anhydre, qui en sépare l'eau et l'acide acétique, l'acide chloracétique distillant le dernier.

DES ACÉTATES.

Tous les acétates, excepté celui d'ammoniaque, sont décomposés par le feu, et l'on obtient des produits volatils et d'autres qui sont fixes. Les produits volatils sont, en général, de l'eau, de l'acide acétique, de l'acétone, une huile, du gaz acide carbonique, et du carbure d'hydrogène gazeux, La nature des produits fixes varie suivant l'espèce d'acétate; ils renferment cependant toujours du charbon. Les acétates de nickel, de cuivre, de plomb, de mercure et d'argent, sont réduits à l'état métallique; ceux de baryte, de strontiane, de potasse, de soude et de chaux, donnent pour résidu un carbonate; ceux d'alumine, de glucine, d'yttria, de magnésie, de zinc et de manganèse, fournissent

les oxydes respectifs; enfin l'acétate de sesquioxyde de fer laisse de l'oxyde noir. Ces phénomènes sont faciles à concevoir, si l'on a égard à l'affinité plus ou moins grande de l'acide acétique pour l'oxyde, à celle de cet oxyde pour l'acide carbonique, et à celle du métal pour l'oxygène. Il suit de là que, dans cette opération, il y a constamment décomposition d'une partie de l'acide et quelquefois de l'oxyde : si l'acide acétique tient peu à l'oxyde, il s'en décomposera très-peu et s'en volatilisera beaucoup; si, au contraire, l'affinité de l'acide et de l'oxyde est très-grande, tout l'acide sera décomposé, et transformé en acétone et en carbonate :



On obtiendra des résultats qui tiendront le milieu entre ceux dont je viens de parler, avec les acétates qui ne sont ni dans l'un ni dans l'autre des cas que je suppose.

Les acétates neutres sont tous solubles dans l'*eau;* ceux de molybdène, de tungstène, d'argent, et de protoxyde de mercure, sont moins solubles que les autres. Ces dissolutions sont décomposées spontanément : on ne connaît pas bien la nature des produits qui résultent de cette altération. Les acides sulfurique, azotique, phosphorique, chlorhydrique, oxalique, tartrique, etc., décomposent les acétates, s'emparent de l'oxyde, et mettent à nu l'acide acétique, qui se dégage avec la vapeur de l'eau. L'acide *sulfhydrique* décompose, en totalité ou en partie, les acétates dont les oxydes peuvent former avec lui des sulfures insolubles.

Composition. Dans les acétates neutres, $MO,H^3C^4O^3$, la proportion d'oxygène de l'acide est à celui de la basse : : 1 : 3.

Acétate d'alumine (*mordant de rouge des indienneurs*). —Il a une apparence gommeuse; il est très-soluble dans l'eau; sa saveur est astringente et sucrée : évaporé jusqu'à siccité, il se transforme en acide et en sous-acétate. Lorsqu'on l'expose à la température de 30° à 60°, il se trouble, et précipite de l'alumine s'il est mêlé de *sulfate de potasse ;* si l'on agite la liqueur à mesure qu'elle se refroidit, l'alumine se redissout; l'alun, les sulfates de magnésie, de soude et d'ammoniaque, le chlorure de sodium, l'azotate de potasse, agissent comme le sulfate de potasse : on ignore la cause de ce phénomène, qui ne se produit point lorsque l'acétate d'alumine n'est pas uni à d'autres sels. Si l'on chauffe ce sel jusque au-dessous de la chaleur rouge, tout l'acide se dégage sans se décom-

poser : ce phénomène dépend probablement de l'eau contenue dans l'acétate, qui favorise la décomposition du sel. On l'emploie pour fixer les couleurs sur les toiles peintes; on sait que les mordants rouges ne doivent pas être chauffés, et que les couleurs sont plus vives et plus nourries par impression que par des bains chauds.

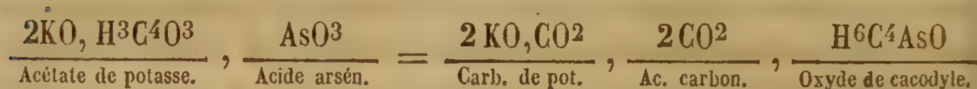
Préparation. On l'obtient en faisant agir, pendant dix à douze heures, de l'acide acétique concentré sur de l'alumine en gelée (hydrate) et à une température qui n'excède pas 25°. On le prépare plus souvent en décomposant le sulfate d'alumine pur par de l'acétate de plomb dissous; on sépare, par la décantation et par le filtre, le sulfate de plomb précipité; la liqueur doit être évaporée dans le vide, autrement il se dégagerait de l'acide acétique.

Acétate de chaux. — Il est sous forme d'aiguilles prismatiques, brillantes, satinées, incolores, efflorescentes, très-solubles dans l'eau, et dont la saveur est âcre et piquante. Lorsqu'on le chauffe dans une cornue jusqu'au rouge, il se décompose, et donne pour produit de l'*acétone* et du carbonate de chaux. L'acétate de chaux purifié peut servir à la préparation de l'acide acétique; on le décompose par l'acide sulfurique, qui s'empare de la chaux et met l'acide à nu; celui-ci reste à la surface, sous forme d'un liquide que l'on sépare par la décantation. — *Préparation.* On l'obtient comme je l'ai dit en parlant de la préparation de l'acide acétique (voy. pag. 313).

Acétate de baryte, $BaO,H^3C^4O^3,3HO$. — Il est en aiguilles transparentes, qui sont des prismes dont la forme n'a pas été déterminée; il est légèrement efflorescent, soluble dans 1,75 parties d'eau froide et 1,03 d'eau bouillante. Cent parties d'alcool froid en dissolvent 1 partie; sa saveur est âcre et piquante. A une température peu élevée, il abandonne 2 équivalents d'eau; chauffé plus fortement, il donne du carbonate de baryte et de l'acétone. — *Préparation.* On décompose le polysulfure de baryum par l'acide acétique; on porte le mélange à l'ébullition, pour volatiliser l'acide sulfhydrique et précipiter le soufre; on filtre l'acétate et on le fait cristalliser.

Acétate neutre de potasse, $KO,H^3C^4O^3$ (terre foliée de tartre). — La séve de presque tous les arbres renferme, suivant Vauquelin, une plus ou moins grande quantité de ce sel. Vogel dit l'avoir trouvé dans l'eau minérale de Bruckenau. Il est sous forme de petits feuillets brillants, incolores, excessivement *déliquescents*, se dissolvant rapidement dans l'eau et dans l'alcool, et ayant une saveur très-piquante. La dissolution aqueuse, si elle est étendue, se moisit, se décompose, et finit par se transformer en carbonate de potasse. La dissolution alcoolique est décomposée

par l'acide carbonique en carbonate de potasse insoluble dans l'alcool, et en acide acétique (Pelouze). Chauffé avec un excès de potasse, il donne du carbonate de potasse et du protocarbure d'hydrogène gazeux (Persoz). Distillé à l'état *anhydre* dans des vaisseaux fermés avec son poids d'acide *arsénieux*, cet acétate se décompose en décomposant l'acide, et il en résulte du gaz acide carbonique et de l'*oxyde de cacodyle* ou *liqueur de Cadet*, $= H^6C^4AsO$.



$$\underbrace{2KO, H^3C^4O^3}_{\text{Acétate de potasse.}}, \underbrace{AsO^3}_{\text{Acide arsén.}} = \underbrace{2KO, CO^2}_{\text{Carb. de pot.}}, \underbrace{2CO^2}_{\text{Ac. carbon.}}, \underbrace{H^6C^4AsO}_{\text{Oxyde de cacodyle.}}$$

J'examinerai bientôt la série du *cacodyle.*

L'acétate de potasse est administré en médecine comme diurétique et fondant ; il est employé avec le plus grand succès dans les engorgements du bas-ventre, les hydropisies, certains ictères, les concrétions biliaires, les coliques hépatiques, les fièvres intermittentes, surtout les fièvres quartes; on le donne ordinairement à la dose de 16,24 ou 32 grammes par jour, dissous dans des décoctions apéritives, résolutives ou autres.

Préparation. On verse de l'acide *acétique* concentré et pur sur du carbonate de potasse dissous dans de l'eau distillée, et on obtient un sel très-blanc et parfaitement saturé (Baup); cependant il n'est pas aussi friable que celui que l'on prépare par le procédé suivant, qui est le plus généralement employé. On sature le *solutum* de carbonate de potasse avec du vinaigre distillé; on évapore la liqueur jusqu'à siccité dans une bassine d'argent, et l'on obtient un sel coloré par la matière glutineuse du vinaigre; on le fait fondre dans le même vase, et aussitôt qu'il est fondu, on y jette $1/_{10}$ de poudre de charbon; on agite pendant quelques instants; on laisse refroidir la masse et on la traite par l'eau: on filtre la dissolution, et on obtient l'*acétate* incolore; le charbon s'empare de la matière glutineuse décomposée par le feu. On a conseillé, dans ces derniers temps, de préparer l'acétate de potasse par la voie des doubles décompositions, en versant du sulfate de potasse sur de l'acétate de plomb ; mais M. Boullay a fait sentir les dangers qu'il pouvait y avoir à suivre ce procédé, si par malheur l'acétate de plomb n'était pas complétement décomposé.

Biacétate de potasse, $KO,2H^3C^4O^3,HO$.—Il est cristallisé, très-déliquescent, fusible à 148°, décomposable à 200°, en abandonnant de l'acide acétique monohydraté. On l'obtient en dissolvant de l'acétate neutre

dans l'acide acétique et en évaporant la dissolution. On peut l'employer pour obtenir l'acide acétique très-pur.

Acétate de soude, $NaO,H^3C^4O^3,6HO$. — Il est sous forme de longs prismes à bases rhomboïdales, striés, inaltérables à l'air, solubles dans 3 parties d'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante, et doués d'une saveur salée âcre non désagréable; l'alcool en dissout $1/20$ de son poids. Il s'effleurit lentement à l'air. Chauffé, il fond dans son eau de cristallisation, puis il éprouve la fusion ignée sans se décomposer; ce n'est guère qu'à une chaleur voisine du rouge sombre qu'il est décomposé. — *Préparation.* On l'obtient en saturant avec du vinaigre distillé le carbonate de soude; on le prépare aussi lorsqu'on extrait le vinaigre de bois (voy. pag. 313).

Acétate d'ammoniaque (esprit de Mindererus), $H^3Az, HO, H^3C^4O^3$. — Il existe dans l'urine pourrie, dans le bouillon gâté, etc.; il est ordinairement liquide, mais il peut être obtenu cristallisé en longues aiguilles qui s'humectent promptement à l'air. Il est volatil, très-soluble dans l'eau, et doué d'une saveur âcre très-piquante. Lorsqu'il est rapidement évaporé, il perd une portion d'ammoniaque, passe à l'*état d'acétate acide,* qui se sublime en partie sous forme de longs cristaux déliés et aplatis. La dissolution aqueuse d'acétate d'ammoniaque se transforme, au bout d'un certain temps, en carbonate d'ammoniaque. Il a été souvent employé comme sudorifique et antispasmodique, depuis 4 ou 8 grammes jusqu'à 32 ou 48 grammes, dans une potion de 120 ou 150 grammes; on l'a particulièrement conseillé dans le typhus, les fièvres dites putrides, malignes, nerveuses, etc., à la fin des rhumatismes aigus, dans les gouttes rentrées, dans la petite vérole, surtout lorsque l'éruption et la suppuration n'ont lieu que lentement. Masuyer dit l'avoir employé avec succès pour faire cesser l'ivresse et dans la migraine; la dose est de 25 gouttes de dissolution concentrée dans un verre d'eau sucrée.

Préparation. On sature avec du carbonate d'ammoniaque solide de l'acide acétique concentré; on laisse refroidir lentement la dissolution saturée faite à chaud, et on obtient l'acétate cristallisé; si on faisait évaporer, on volatiliserait une portion de sel, et on en décomposerait une autre portion. On peut aussi le préparer en chauffant, dans un appareil distillatoire, parties égales d'acétate de potasse et de chlorhydrate d'ammoniaque en poudre; l'acétate d'ammoniaque se condense dans le récipient sous forme solide.

Acétate de manganèse. — Il cristallise en petites aiguilles légèrement colorées en rose, inaltérables à l'air, solubles dans l'eau et dans l'alcool,

et douées d'une saveur styptique; on peut s'en servir pour marquer le linge; pour cela, on mêle de l'amidon ou de la gomme avec sa solution concentrée, avec laquelle on trace le dessin sur la toile; lorsque celui-ci est sec, on le met dans une lessive de cendres, qui décompose l'acétate et laisse sur le tissu un oxyde brun qui y adhère fortement. — *Préparation.* On décompose le carbonate de manganèse par l'acide acétique.

Acétate de zinc. — Il cristallise en aiguilles fines ou en lames hexagonales, solubles dans l'eau, fusibles dans leur eau de cristallisation, et sans usages. On l'obtient comme le suivant.

Acétates de fer. — L'*acétate de protoxyde* est incristallisable et soluble dans l'eau; il est précipité par l'acide sulfhydrique. L'*acétate de sesquioxyde* est incristallisable aussi et très-soluble dans l'eau; lorsqu'on le fait évaporer, il se décompose et se réduit en sous-acétate insoluble; l'eau bouillante transforme ce dernier en sesquioxyde pur. On emploie en teinture, sous le nom de *pyrolignite de fer,* de liqueur de ferraille ou de bouillon noir, un mélange de ces deux acétates, qui a également été mis en usage par M. Boucherie pour la conservation des bois. L'acétate de sesquioxyde sert dans la teinture en noir, parce qu'il ne contient pas d'excès d'acide acétique, qui altère toujours les étoffes.

Préparation. On peut faire directement le mélange des deux acétates en exposant à l'air de la tournure de fer et de l'acide acétique. Dans les manufactures de teinture, on prépare le *pyrolignite* en substituant à l'acide acétique pur l'acide provenant de la distillation du bois et contenant encore de l'huile. Ce sel est préféré à l'acétate ordinaire pour tous les usages de teinture et d'impression sur toile; il imprime des couleurs plus vives, plus nourries et plus fines.

Acétate de bioxyde de cuivre neutre (cristaux de Vénus, verdet cristallisé), $CuO,H^3C^4O^3,HO$. — Il cristallise en rhomboïdes d'un vert bleuâtre, légèrement efflorescents, solubles dans 5 parties d'eau bouillante, très-peu solubles dans l'alcool, et doués d'une saveur sucrée, styptique. Si le sel a été cristallisé à une température basse, il est bleu et contient 5 équivalents d'eau. Chauffé, il décrépite, lance au loin des fragments qui vont jusqu'au col de la cornue, se dessèche, et devient blanc (voy. pag. 313, *Vinaigre radical*); dans cet état, il suffit de le mettre en contact avec l'eau ou avec l'air humide pour lui faire contracter de nouveau une belle couleur bleue. Chauffé avec le contact de l'air, il brûle avec une belle flamme verte. Mis dans l'acide sulfurique concentré, il blanchit également et conserve sa forme cristalline. Lorsqu'on fait bouillir l'acétate de cuivre dissous, il se décompose, l'acide se dégage, et il reste de l'oxyde de cuivre brun. Le sucre, à la tempéra-

ture de l'ébullition, le décompose, et transforme le bioxyde de cuivre en protoxyde rouge qui se précipite. On l'emploie pour obtenir le vinaigre radical et la liqueur verte appelée *vert d'eau,* dont on se sert pour le lavis des plans. Il est très-vénéneux.—*Préparation.* On dissout le vert-de-gris (acétate de cuivre + hydrate de bioxyde de cuivre) dans du vinaigre chaud; on évapore la liqueur, et on en favorise la cristallisation au moyen de bâtons verticaux que l'on y plonge, et sur lesquels les cristaux se déposent.

Sous-acétate de cuivre.— Il est vert, pulvérulent, insoluble dans l'eau, et indécomposable par le gaz acide carbonique.

Le *vert-de-gris,* $CuO,H^3C^4O^3+CuO,HO,5HO$, n'est qu'un acétate bibasique de bioxyde de cuivre. Traité par l'eau froide, le vert-de-gris se décompose en acétates neutre et sesquibasique solubles, $CuO,H^3C^4O^3$ et $3CuO,2H^3C^4O^3$, et en acétate tribasique insoluble, $= 3CuO,H^3C^4O^3$; si l'eau est bouillante, la décomposition est plus complète : non-seulement l'acétate neutre et le sesquibasique sont dissous, mais encore l'acétate tribasique est réduit en eau et en bioxyde de cuivre brun qui se précipite. Soumis à l'action du calorique, le vert-de-gris se décompose et laisse pour résidu du cuivre métallique. Si on le fait chauffer avec de l'acide acétique, il se convertit entièrement en acétate neutre, à moins qu'il ne contienne des substances étrangères. La dissolution du vert-de-gris dans l'eau se comporte avec les réactifs comme les autres sels de cuivre. Il est employé dans la peinture à l'huile, dans certaines opérations de teinture, et pour faire le verdet (acétate neutre); précipité par une dissolution d'acide arsénieux, il constitue le vert de Schweinfurt ou vert de Vienne, formé d'acétate de cuivre et d'arsénite de la même base $=CuO,H^3C^4O^3,3\ 2CuO,AsO^3$. Il entre dans la composition de l'emplâtre divin, de l'onguent égyptiac, du cérat d'acétate de cuivre, de l'onguent de poix avec le verdet, de la cire verte de Baumé, etc., préparations dont on se sert pour le traitement extérieur de certains ulcères syphilitiques, scorbutiques, carcinomateux, etc., pour détruire les chairs fongueuses, les verrues, les cors. On a proposé de l'employer comme excitant, au commencement de quelques phthisies tuberculeuses, à des doses réfractées et soutenues; mais l'expérience n'a pas encore prononcé sur l'utilité de ce médicament dangereux. Le remède de Gamet et les pilules de Gerbier, que plusieurs praticiens assurent avoir administrés avec succès dans les affections cancéreuses où l'excision et la cautérisation sont impraticables, renferment de l'acétate de cuivre cristallisé.

Préparation. On le prépare dans les pays vignobles en mettant une

lame de cuivre sur une couche peu épaisse de marc de raisin; on recouvre la lame d'une nouvelle couche de marc, sur laquelle on applique une autre lame de cuivre, et ainsi successivement : au bout de six semaines, on sépare le vert-de-gris attaché aux surfaces du cuivre, et on fait servir de nouveau les lames à la même fabrication. — *Théorie*. Le marc contient du moût de raisin; celui-ci fermente, et donne successivement naissance à de l'alcool et à de l'acide acétique; cet acide s'unit au cuivre, qui se trouve oxydé par l'oxygène de l'air. On prépare ce produit principalement à Montpellier et dans ses environs.

Empoisonnement (voy. *Cuivre*, à la pag. 590 du tome I).

Acétate de plomb neutre (sel de saturne, sucre de saturne, sucre de plomb), $PbO,H^3C^4O^3,3HO$. — Il cristallise en tétraèdres terminés par des sommets dièdres, ou en aiguilles, suivant que la dissolution qui l'a fourni s'est refroidie lentement ou rapidement; il est soluble dans une partie et demie d'eau et dans 8 parties d'alcool; sa saveur est douce et astringente. Il fond dans son eau de cristallisation, qu'il perd à 100°; à 190° il éprouve la fusion ignée; si la température est un peu plus élevée, il donne de l'acide carbonique et de l'acétate sesquibasique, qui se décompose lui-même par une plus forte chaleur. Il s'effleurit à l'air sec, et au bout d'un certain temps, il est en partie décomposé par l'acide carbonique de l'air, qui en dégage l'acide acétique. Sa dissolution aqueuse se comporte avec les réactifs comme les autres sels de plomb. Elle peut dissoudre, à la température de l'ébullition, des quantités différentes de protoxyde de plomb (litharge), et donne des *acétates basiques*. Une dissolution d'acétate neutre fournit, avec une quantité de litharge égale à la *moitié* de celle que contient cet acétate, un sel sesquibasique, $3PbO,2H^3C^4O^3,HO$; si la quantité de litharge est le double, l'acétate sera plus basique, $= 3PbO,H^3C^4O^3,HO$; ce dernier sel, bouilli avec un excès de litharge, donnera le plus basique de tous les sels de ce genre, $6PbO,H^3C^4O^3$. L'acétate de plomb neutre sert à la préparation en grand de l'acétate d'alumine, dont on fait une grande consommation dans les fabriques de toiles peintes; on l'emploie pour obtenir les sous-acétates de plomb. Il doit être regardé comme astringent, dessiccatif et répercussif; il a été administré avec succès dans certains catarrhes chroniques simulant des phthisies tuberculeuses, dans les hémorrhagies passives des poumons et de l'utérus, pour diminuer les sécrétions muqueuses excessives ou les sueurs colliquatives des phthisiques; on s'en est servi avec avantage pour combattre certaines diarrhées, quelques écoulements vénériens anciens, les flueurs blanches, etc. On le prescrit à la dose de 5 ou 10 centigrammes, dans une potion de 130 à

200 grammes, dont le véhicule est de l'eau distillée, et on augmente la quantité jusqu'à en faire prendre 40, 50 ou 60 centigrammes par jour. A l'extérieur, on fait usage de l'eau végéto-minérale dans les brûlures, les inflammations érysipélateuses produites par les piqûres d'insectes ou par l'application d'un caustique, à la fin de celles qui sont aiguës et dans lesquelles on craint l'apparition de vésicules noirâtres; mais il serait dangereux de l'employer dans les érysipèles chroniques. On s'en sert encore pour faire disparaître les tumeurs inflammatoires des glandes du sein, des testicules, etc.

Préparation. On fait chauffer, dans des chaudières de plomb ou de cuivre étamé, de la litharge (protoxyde de plomb) et un excès de vinaigre distillé; on concentre la dissolution, et on la fait cristalliser.

Empoisonnement (voy. *Plomb,* à la pag. 575 du t. I).

Sous-acétate de plomb soluble (acétate tribasique), $3PbO, H^3C^4O^3$. — Il peut être cristallisé en lames opaques et blanches ou en longues aiguilles soyeuses, cependant on l'obtient plus communément en masses d'une forme confuse; comme le précédent, il a une saveur douce et astringente; il verdit le sirop de violettes; il est inaltérable à l'air et se dissout dans l'eau, mais moins que l'acétate neutre. Il est insoluble dans l'alcool. Le *solutum* est abondamment précipité en blanc par l'acide carbonique, qui le change en carbonate de plomb insoluble (*céruse,* blanc de plomb) (voy. p. 573 du t. Ier), et en acétate neutre soluble; il est décomposé et précipité en blanc par les sulfates, les phosphates, et par une multitude de sels neutres dissous; la gomme, le tannin, et la plupart des matières animales en dissolution, le décomposent, et forment, avec l'oxyde de plomb, des produits le plus souvent insolubles. Si l'on fait évaporer la dissolution de ce sous-acétate, on obtient l'*extrait de saturne,* qui, étendu d'eau, est décomposé, et constitue l'*eau blanche*, l'*eau végéto-minérale*, ou l'*eau de Goulard.* Suivant quelques chimistes, cet extrait serait un mélange d'acétate sesquibasique et d'acétate tribasique. On emploie le sous-acétate de plomb dans les arts pour préparer la céruse (carbonate); il sert dans l'analyse des matières organiques, pour précipiter des dissolutions albumineuses, etc. Il sépare facilement la gomme du sucre en précipitant la première, tandis qu'il ne précipite pas le sucre. Il peut servir aussi à déterminer si l'eau distillée contient de l'acide carbonique.

Préparation. On fait bouillir, pendant une demi-heure, dans une capsule de porcelaine ou dans une vase de terre vernissé, une partie de litharge finement pulvérisée avec 3 parties d'acétate de plomb neutre dissous dans 9 parties d'eau distillée; on évapore jusqu'à ce que le sel

marque 30 degrés à l'aréomètre de Baumé; on le laisse refroidir et on le filtre.

Sous-acétate de plomb au maximum d'oxyde (acétate sexbasique), $6PbO,H^3C^4O^3$.— Il est en poudre blanche, volumineuse, très-peu soluble dans l'eau froide, assez soluble dans l'eau bouillante pour qu'on puisse, par le refroidissement de la liqueur, obtenir des cristaux incolores, satinés, penniformes. Il est sans usages.

Préparation. On verse dans le sel précédent un grand excès d'ammoniaque, qui s'empare d'une portion d'acide acétique, et précipite le sous-acétate, très-chargé d'oxyde; on lave le précipité avec de l'eau et de l'ammoniaque.

D'après M. Liebig, l'hydrate d'oxyde de plomb, décrit par M. Payen, et obtenu par la précipitation de l'acétate par l'ammoniaque, ne serait autre chose que de l'acétate sexbasique.

Il existe encore un acétate sesquibasique de plomb, $3PbO,2H^3C^4O^3$.

Acétate de protoxyde de mercure, $Hg^2O,H^3C^4O^3$. — Il est en lamelles cristallines blanches, légèrement micacées, et *anhydres*. Il est doux et gras au toucher, inodore, presque insipide, inaltérable à l'air, à la température ordinaire, soluble dans 333 parties d'eau froide, en partie décomposable par l'eau chaude. La soude, la potasse et l'ammoniaque, y font naître un précipité noir. On l'emploie quelquefois pour préparer le sirop de Bélet. Il paraît formé, d'après M. Garot, de 79,7 de protoxyde de mercure et de 20,3 d'acide.

Préparation. On l'obtient en décomposant l'azotate de protoxyde de mercure par l'acétate de potasse; il se précipite tandis que le *solutum* renferme de l'azotate de potasse.

Acétate de bioxyde de mercure. — Il est sous forme de tables quadrilatères, en partie transparentes, en partie translucides, douées d'un éclat nacré; il n'est pas déliquescent, mais il perd une portion de son acide par son exposition à l'air; il se dissout dans 2 parties et demie d'eau froide; l'eau bouillante le transforme d'abord en acide acétique, qui se volatilise, et en sous-acétate; en continuant l'ébullition, le sous-acétate est ramené par l'acide acétique à l'état d'acétate de protoxyde, qui reste en dissolution. La potasse et la soude précipitent la dissolution d'acétate de bioxyde faite à froid en jaune; l'ammoniaque, l'azotate d'argent, et le chlorure de sodium, ne la troublent point. Ce sel est formé de 67 d'oxyde et de 33 d'acide; tout porte à croire que c'est lui que l'on a employé pour préparer les dragées de Keyser.

On l'obtient en dissolvant l'oxyde dans l'acide à une douce chaleur, jusqu'à ce que la dissolution soit complète (Garot).

Acétate d'argent. — Il est sous forme d'aiguilles nacrées, peu solubles dans l'eau froide; il noircit promptement par son exposition à la lumière.

Préparation. On peut l'obtenir directement en faisant dissoudre l'oxyde d'argent dans l'acide acétique, ou bien par voie de doubles décompositions, en versant de l'acétate de potasse sur l'azotate d'argent : dans ce cas, l'acétate que l'on veut se procurer se dépose sous forme de lames brillantes.

DE L'ACÉTONE ET DU CACODYLE.

Lorsqu'on décompose par le feu un certain nombre d'acétates, on obtient de l'*acétone* (voy. p. 315). L'acétate de potasse préalablement uni à l'acide arséneux donne, lorsqu'on le chauffe, de l'*oxyde de cacodyle* (voy. p. 318); c'est ce qui m'engage à placer ici l'histoire de ces deux corps.

De l'acétone. $H^6C^6O^2$.

L'acétone (*esprit pyroacétique, éther pyroacétique, alcool mésitique*) se forme lorsqu'on décompose par le feu un certain nombre d'acétates, quand on chauffe avec de la chaux du sucre, de la gomme, les acides tartrique et citrique, lorsqu'on décompose l'acétique à une chaleur rouge, etc. Elle est liquide, incolore, et très-limpide, d'une saveur d'abord âcre et brûlante, mais qui ensuite devient fraîche et urineuse; son odeur se rapproche de celle de la menthe poivrée, mêlée de celle des amandes amères; son poids spécifique est de 0,7921, lorsqu'elle a été distillée sur du chlorure de calcium. Elle bout à 55°,60, et elle conserve sa liquidité à — 15°. Si, étant exposée à l'air, on en approche un corps en ignition, elle absorbe l'oxygène, et produit une flamme blanche à l'extérieur, et d'un beau bleu à l'intérieur; il ne se forme point d'acide acétique pendant la combustion. A l'air, elle ne devient ni trouble ni acide. L'eau, l'alcool et l'éther, la dissolvent en toutes proportions. Elle nage à la surface des dissolutions alcalines, sans qu'il y ait altération, ni coloration, ni séparation d'une huile, ni formation d'acide acétique, comme on l'avait annoncé. Elle dissout très-peu de soufre à froid; le phosphore y est un peu plus soluble; le camphre n'a pas de dissolvant plus actif. La cire blanche d'abeille y est soluble à chaud.

Avec le phosphore et l'acétone, M. Zeize a obtenu trois acides nou-

veaux : l'acide *phosphacétique*, l'acide *acéphosique*, et l'acide *acéphogénique*.

Lorsqu'on distille 2 volumes d'acétone et 1 volume d'acide sulfurique, on obtient du *mésitylène*, H^4C^6, et de l'éther *mésitique*, H^5C^6O. Le premier nage à la surface du liquide distillé, et peut être séparé à l'aide d'une pipette; purifié, il est liquide, oléagineux, incolore, plus léger que l'eau, et d'une odeur alliacée; il bout à 136°; traité par le chlore, il donne le *chloromésitylène*, H^3C^6Cl. L'*éther* est liquide, incolore, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool; il bout à 120°; on l'obtient très-pur, et plus facilement, en décomposant par une dissolution alcoolique de potasse l'éther chlorhydrique de l'acétone, dont je vais parler.

L'acide azotique concentré agit vivement sur l'acétone, sans que l'on sache au juste quels sont les corps qui se forment. Suivant Kane, il se produirait de l'*aldéhyde mésitique*, et un liquide volatil auquel il a donné le nom d'*azotite d'oxyde de ptéléile*.

En faisant dissoudre un excès de gaz acide chlorhydrique dans l'acétone, on obtient l'éther *chlorhydrique de l'acétone*, H^5C^6Cl, décomposable par la chaleur, par l'eau distillée, et par les dissolutions alcalines. On le prépare de préférence en versant dans une partie d'acétone, entourée de glace, 2 parties de perchlorure de phosphore, $PhCl^5$.

L'acide chromique transforme l'acétone en acide acétique.

Le chlorure de chaux la change en chloroforme.

Peut-on envisager l'acétone comme un alcool qui dériverait du mésitylène? Kane l'a ainsi pensé; mais son opinion n'est pas généralement admise, 1° parce qu'on n'a jamais pu faire avec l'acétone des éthers composés; 2° parce qu'en faisant bouillir avec des dissolutions alcalines les éthers composés de l'alcool et l'acide sulfovinique, on reproduit l'alcool, tandis que les produits correspondants de l'acétone ne donnent pas d'acétone, placés dans les mêmes conditions, et parce qu'en faisant passer de l'acétone en vapeur sur de la potasse chauffée à 200° ou 300°, on n'obtient aucun acide correspondant à l'acide acétique, tandis que, dans les mêmes circonstances, la vapeur d'alcool donne de l'acétate de potasse.

Préparation. D'après Zeize, on chauffe graduellement jusqu'au rouge sombre, dans une cornue de fer, un mélange de 2 kilogrammes d'acétate neutre de plomb et de 1 kilogramme de chaux vive finement pulvérisée. Le produit de la distillation, rectifié à plusieurs reprises sur du chlorure de calcium, puis distillé une dernière fois au bain-marie, donne l'acétone pure.

DU CACODYLE ET DE SES DÉRIVÉS.

Le cacodyle, H^6C^4As, est composé, comme on le voit, d'hydrogène, de carbone et d'arsenic (voy. *Acétate de potasse,* p. 318). Il est le produit de l'art, et joue vis-à-vis des corps simples le rôle d'un radical composé, analogue à celui que jouent le cyanogène et le stibéthyle ; ces trois corps sont les seuls radicaux composés qui aient été isolés jusqu'à présent. On verra aussi qu'il se comporte souvent, dans ses réactions, comme *un métal.* Il est liquide, incolore, d'une odeur insupportable, très-réfringent, spontanément inflammable, bouillant vers 170°, et se solidifiant à — 6°. Chauffé en vases clos, il donne de l'arsenic et du bicarbure d'hydrogène. Exposé à l'air, il forme un brouillard épais, absorbe l'oxygène, et passe successivement à l'état d'oxyde de cacodyle et d'acide cacodylique. Il se combine avec le soufre, le chlore et le brome.

Préparation. En faisant agir, à l'abri du contact de l'oxygène et à chaud, du zinc sur du chlorure de cacodyle, on obtient une masse blanche cristalline, composée des deux corps employés; si l'on traite cette masse par l'eau, on dissout du chlorure de zinc, et il se précipite un liquide oléagineux ; il suffit de faire digérer celui-ci pendant quelque temps avec du zinc et de distiller, après l'avoir laissé aussi pendant quelque temps sur du chlorure de calcium et de la chaux vive, pour obtenir le *cacodyle.*

De l'oxyde de cacodyle (liqueur de Cadet), H^6C^4AsO. — Il est liquide, incolore, très-fluide, d'une odeur alliacée, forte, très-désagréable, d'une densité de 1,46, d'un pouvoir réfringent très-considérable. Mis sur la peau, il produit des démangeaisons douloureuses. Il bout vers 150°, et se solidifie en paillettes blanches à un froid de — 23°. La densité de sa vapeur est de 7,8. A l'air, il s'échauffe, et brûle spontanément avec une flamme blanche, en dégageant de l'acide arsénieux sous forme de vapeurs épaisses. Il est insoluble dans l'eau. Si on laisse pendant quelque temps à l'air un mélange d'eau et de cet oxyde, l'air lui cède de l'oxygène, et le transforme en acide arsénieux, en acide *cacodylique,* et en une substance éthérée. Il est très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il dissout le phosphore et le soufre sans s'altérer. Le chlore, le brome et l'iode, le décomposent rapidement ; il s'enflamme dans le chlore.

Il se dissout dans plusieurs *oxacides,* et forme des sels souvent cristallisables. L'azotate de cacodyle, mêlé à l'azotate d'argent, fournit un

précipité blanc, cristallin, composé d'un équivalent d'azotate d'argent et d'un d'oxyde de cacodyle $= 3H^6C^4AsO, AgO,AzO^5$. Avec les *hydracides*, il donne de l'eau et des produits binaires, composés de cacodyle et du corps halogène qui faisait partie de l'acide.

Il réduit un certain nombre de corps en passant à l'état d'acide cacodylique : tels sont les sels de mercure, d'argent, d'or, et l'indigo bleu, qu'il ramène à l'état d'indigo blanc.

Le bichlorure de mercure, en dissolution aqueuse étendue, précipite en blanc l'oxyde de cacodyle dissous dans l'alcool, et donne un composé, $H^6C^4AsO, 2HgCl^2$, soluble dans l'eau bouillante, et susceptible de cristalliser par refroidissement.

L'oxyde de cacodyle est très-vénéneux.

Préparation. On distille dans une cornue de verre, munie d'un récipient, un mélange de parties égales d'acétate de potasse anhydre et d'acide arsénieux; le récipient doit être muni d'un tube qui conduit les vapeurs hors du laboratoire. A la fin de l'opération, on trouve dans celui-ci trois couches; la moyenne, brune et oléagineuse, constitue l'oxyde de cacodyle impur; après l'avoir décantée à l'aide d'un siphon et l'avoir lavée avec de l'eau non aérée, on traite par l'alcool, qui dissout l'oxyde de cacodyle; cette dissolution, mise en contact avec l'eau qui a bouilli, laisse précipiter l'oxyde; on enlève rapidement l'eau qui le surnage, et l'on fait passer rapidement dans le flacon un courant de gaz hydrogène, afin d'empêcher l'action de l'air. On introduit dans le flacon du chlorure de calcium pour absorber l'eau et l'alcool; on bouche le flacon; au bout de quelque temps, on décante le liquide, et on l'introduit dans une cornue tubulée, traversée par un courant d'hydrogène; puis on distille; l'oxyde de cacodyle se rend dans le récipient.

De l'acide cacodylique, $H^6C^4AsO^4, HO$. — Il cristallise en prismes obliques, équilatéraux, incolores, inodores et presque insipides, inaltérables à l'air sec, décomposables à l'air humide, solubles dans l'eau et dans l'alcool, insolubles dans l'éther, décomposables à 130° sans distiller, se combinant avec les bases pour former des sels incristallisables qui finissent par se dissoudre dans l'eau et dans l'alcool. Le protochlorure d'étain, l'acide phosphoreux, le zinc métallique, lui enlèvent de l'oxygène et le ramènent à l'état d'oxyde de cacodyle. Il décompose difficilement les carbonates. Il paraît moins vénéneux que l'acide arsénieux.

Préparation. On traite par l'eau le produit qui se forme à la longue, lorsque l'oxyde de cacodyle est en contact avec l'eau (voy. p. 327); on

évapore la dissolution jusqu'à siccité, et l'on fait agir sur le produit de l'alcool à la température de l'ébullition; par le refroidissement de la liqueur, l'acide cacodylique cristallise.

Du sulfure de cacodyle, $H^6 C^4 As S$. — Il est liquide, incolore, et ne répand pas de vapeurs à l'air; la densité de sa vapeur est de 8,39; sa formule correspond donc à 2 volumes de vapeur. Il est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il absorbe l'oxygène de l'air et passe à l'état d'acide cacodylique; il se forme aussi d'autres produits oxygénés. Il donne avec le soufre un sulfure plus sulfuré. Il fournit avec l'acide chlorhydrique du chlorure de cacodyle et du gaz acide sulfhydrique; on voit que l'hydrogène de l'acide s'est uni au soufre, tandis que le chlore s'est combiné avec le cacodyle. Les acides sulfurique et phosphorique le transforment en sulfate et en phosphate de cacodyle.

Préparation. On distille du chlorure de cacodyle avec du sulfhydrate de sulfure de baryum, et l'on trouve dans le récipient de l'eau et du sulfure de cacodyle; il s'est dégagé du gaz acide sulfhydrique, et il s'est formé du chlorure de baryum. On fait digérer le produit distillé sur du chlorure de calcium et sur du carbonate de plomb, puis on distille au milieu d'un courant d'hydrogène.

Du chlorure de cacodyle, $H^6 C^4 As Cl$. — Il est liquide, incolore, d'une odeur fétide, plus pesant que l'eau; la densité de sa vapeur est de 4,36; son équivalent correspond donc à 4 volumes de vapeur. Il entre en ébullition un peu au-dessus de 100°; sa vapeur prend feu au courant d'air ou de l'oxygène; il ne se solidifie pas à —45°. Il est insoluble dans l'eau et dans l'éther, et très-soluble dans l'alcool. Laissé dans l'eau, il se décompose en partie, et donne un composé de 3 équivalents de chlorure et de 1 équivalent d'oxyde de cacodyle; il se produit évidemment 1 équivalent d'acide chlorhydrique. Les acides sulfurique et phosphorique en dégagent du gaz acide chlorhydrique, et forment un sulfate ou un phosphate d'oxyde de cacodyle : d'où il suit que l'eau de ces acides a été décomposée. Il se combine avec les chlorures métalliques et produit des chlorures doubles. L'azotate d'argent lui enlève le chlore et le transforme en oxyde de cacodyle. Le bichlorure de platine donne avec la dissolution alcoolique de ce corps un précipité rouge-brique, composé des deux chlorures, soluble dans l'eau bouillante, véritable base pouvant s'unir aux acides pour former des sels cristallisables; la dissolution aqueuse des deux chlorures ne précipite par aucun des réactifs à l'aide desquels on décèle habituellement le platine et le chlorure de cacodyle.

Préparation. On distille avec de l'acide chlorhydrique très-concentré le composé, $H^6C^4AsO, 2HgCl^2$, que l'on obtient en faisant agir le bichlorure de mercure sur l'oxyde de cacodyle; on fait digérer le produit recueilli dans le récipient sur du chlorure du calcium et sur de la chaux vive; on distille, et le chlorure de cacodyle vient se condenser dans le ballon.

Du bromure et de l'iodure de cacodyle. — On peut former ces deux corps par des procédés analogues à celui qui fournit le chlorure; ils ont beaucoup d'analogie avec celui-ci.

Du cyanure de cacodyle, H^6C^4AsCy. — Il est cristallisé, fusible à 32°,5, bouillant à 140°; la densité de sa vapeur est 4,55; son équivalent est donc représenté par 4 volumes de vapeur. Il s'oxyde promptement à l'air. L'alcool et l'éther le dissolvent abondamment, tandis qu'il est presque insoluble dans l'eau. Il est excessivement vénéneux.

Préparation. On distille un mélange d'oxyde de cacodyle et de cyanure de mercure; il reste dans la cornue de l'oxyde de mercure, et le cyanure de cacodyle vient dans le ballon sous forme d'une couche huileuse, où il se trouve au fond de l'eau que l'on avait introduite dans le récipient; par le refroidissement, cette couche se prend en une masse cristalline que l'on exprime entre plusieurs doubles de papier joseph. Il ne s'agit plus que de distiller ces cristaux sur de la baryte.

On doit à M. Bunsen la découverte du cacodyle et le travail si remarquable dont je viens de présenter un résumé.

De l'acide benzoïque. $H^5C^{14}O^3,HO$.

Cet acide existe dans les baumes, dans l'*holcus odoratus,* l'*anthoxanthum odoratum* (graminées), etc.; on sait qu'il se forme quand l'essence d'amandes amères absorbe l'oxygène de l'air ou d'autres réactifs oxydants, quand on traite par la potasse le chlorure de benzoïle, ou l'acide hippurique par les acides, etc. Il cristallise en longs prismes blancs, brillants, satinés, légèrement ductiles et semblables à des aiguilles; il est inodore lorsqu'il est pur; il a, au contraire, une odeur d'encens quand il renferme de la résine; sa saveur est acidule, piquante et un peu amère; il rougit l'*infusum* de tournesol. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fond à 120°, se sublime en totalité à 145°, et vient cristalliser dans le col de la cornue; il n'y en a qu'une petite portion de décomposée, qui fournit des traces d'huile empyreumatique et de charbon. Les vapeurs d'acide benzoïque, en passant sur la pierre-ponce, donnent de l'acide carbonique et de la benzine. Si on le fait

chauffer à l'air, il se décompose, et répand une fumée piquante, susceptible de s'enflammer par l'approche d'un corps en ignition, à la manière des résines. Il n'éprouve aucune altération de la part de l'air à la température ordinaire. Il se dissout dans 25 p. d'eau bouillante et dans 200 parties d'eau froide, en sorte que la dissolution, faite à chaud et refroidie, laisse précipiter la majeure partie de l'acide dissous. Il est beaucoup plus soluble dans l'alcool; 100 parties de ce liquide bouillant peuvent dissoudre 100 parties d'acide benzoïque, tandis qu'à la température ordinaire elles n'en dissolvent que 56; si l'on verse de l'eau dans le *solutum* alcoolique saturé, on obtient un précipité blanc, floconneux, d'acide benzoïque. L'acide azotique et plusieurs autres acides minéraux le dissolvent également.

Le *chlore*, sous l'influence des rayons solaires, le transforme en acide benzoïque mono, bi ou trichloré, $H^4 C^{14} Cl O^3, HO$, ou bien $H^3C^{14}Cl^2O^3,HO$, ou bien $H^2 C^{14} Cl^3 O^3, HO$.

Le brome forme avec lui de l'acide bromobenzoïque.

L'acide azotique peut le transformer en acides *nitrobenzoïque* et *binitrobenzoïque*. L'acide nitrobenzoïque introduit dans l'économie animale donne naissance, d'après M. Bertagnini, à de l'acide *nitrohippurique*, qui passe dans l'urine; on obtient cet acide en traitant l'acide hippurique par un mélange d'acide azotique monohydraté et d'acide sulfurique. L'acide nitrohippurique se dédouble, lorsqu'on fait agir sur lui l'acide chlorhydrique, en acide nitrobenzoïque et en glycocolle (voy. *Comptes rendus*, séance du 30 septembre 1850).

L'acide sulfurique *anhydre*, dirigé en vapeurs sur de l'acide benzoïque refroidi, forme une masse visqueuse qui, étant reprise par l'eau et saturée par le carbonate de baryte, fournit un sel de baryte cristallisé, d'où l'on peut, à l'aide de l'acide sulfurique étendu, précipiter la baryte, et isoler un nouvel acide cristallisable, désigné sous le nom d'acide *sulfobenzoïque*.

Dissous dans l'eau, l'acide benzoïque décompose et transforme en benzoate soluble les deux tiers de son poids de carbonate de chaux; le benzoate qui en résulte n'est point acide.

L'acide benzoïque est employé en médecine comme tonique et excitant du système pulmonaire; on l'administre dans les catarrhes anciens, dans certaines phthisies tuberculeuses, etc.; il a été utile pour calmer des accès nerveux violents. On le donne depuis 10, 20, jusqu'à 50 ou 60 c., en poudre, dans l'alcool ou dans une conserve; il fait partie des pilules de Morton.

Préparation. L'acide benzoïque peut être préparé : 1° en versant de l'acide chlorhydrique sur l'urine des animaux herbivores, concentrée

par l'évaporation; l'acide chlorhydrique transforme l'acide hippurique qu'elle contient en sucre de gélatine et en acide benzoïque qui se précipite sous forme de petites aiguilles :



$$\underbrace{H^9C^{18}AzO^6}_{\text{A. hippurique.}}, \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{H^5C^{14}O^3, HO}_{\text{Acide benzoïque.}}, \underbrace{H^5C^4AzO^4}_{\text{Sucre de gélatine.}}$$

2° En faisant bouillir, pendant une demi-heure, 1 partie de chaux vive éteinte, 10 à 12 parties d'eau, et 4 ou 5 parties de benjoin pulvérisé (composé principalement d'acide benzoïque et de résine); la chaux s'empare de l'acide, et forme un benzoate soluble, qu'il suffit de filtrer et de traiter par l'acide chlorhydrique pour le décomposer; en effet, l'acide benzoïque se précipite sur-le-champ, si la dissolution de benzoate est concentrée; on peut substituer le carbonate de soude à la chaux; on obtient par ce procédé 140 grammes d'acide pour 1 kilogr. de benjoin. 3° En chauffant *modérément* du benjoin de la manière suivante : on étend uniformément une couche de benjoin concassé dans une terrine en fonte de 0,12 centimètres de diamètre sur 0,6 environ de hauteur, que l'on recouvre d'une feuille de papier joseph mince, collée au bord du vase avec de l'empois; on surmonte le tout d'un cône de papier d'emballage dont le bord inférieur est fixé à la terrine au moyen d'une ficelle; on place ensuite cette terrine, ainsi disposée, sur une plaque de fer recouverte de sable et placée sur un fourneau; on entretient le feu pendant trois ou quatre heures: au bout de ce temps, on trouve dans le cornet de beaux cristaux d'acide benzoïque, exempts de l'huile noire empyreumatique qui ordinairement le souille. 1 kilogr. de benjoin ne donne que 40 grammes d'acide benzoïque.

Benzoates. — Tous les benzoates sont décomposables par le feu. La distillation du benzoate de chaux neutre et cristallisé a été l'objet de recherches intéressantes faites par MM. Péligot, Mitscherlich et Chancel. A la température de 300°, il fournit une matière huileuse brune, volatile, et plus dense que l'eau, et du carbonate de chaux. La matière huileuse est formée de trois substances : 1° une *huile* limpide, décrite par M. Mitscherlich sous le nom de *benzine* (voy. p. 333); 2° de la *benzone,* 3° de la *naphtaline*. Pour isoler ces trois matières, on distille au *bain-marie* la matière huileuse brune; la *benzine* passe dans le récipient; on continue alors la distillation à *feu* nu, et l'on obtient de l'eau, puis une seconde matière huileuse qui ne bout qu'à 250°, et qui renferme la *benzone* et la *naphtaline;* on sépare ces deux substances en soumettant la matière à une température de 20° — 0; en effet, elle

se partage en deux couches : l'une, solide, c'est la *naphtaline;* l'autre, huileuse, qui surnage, est la *benzone.* M. Péligot pense que le produit principal de la distillation des *benzoates* indistinctement est la *benzone;* il est vraisemblable, dit-il, que seule elle prendrait naissance si l'on arrivait à ne pas dépasser la température nécessaire pour la produire, et si d'ailleurs on distillait un benzoate parfaitement anhydre. La naphtaline et la benzine peuvent être regardées comme provenant de la décomposition de la benzone.

Le benzoate de cuivre, décomposé par le feu, fournit l'*oxyde benzoïque,* $H^5 C^{14} O^2$, lequel est transformé par le chlore en $H^9 C^{28} Cl O^4$.

Le benzoate de potasse, lentement traversé par un courant de chlore, donne de l'acide *chloronicéique,* $H^5 C^{12} Cl O^4$, avec lequel M. Saint-Èvre a obtenu l'*éther chloronicéique* et la *chloronicéamide.* L'acide azotique fumant fournit avec l'acide chloronicéique deux acides, dont l'un porte le nom d'acide *chloronicéique nitrogéné.* Le chloronicéate de baryte, distillé sur de la baryte, donne le *nicène monochloré,* et si l'on chauffe davantage, le *paranicène,* $H^{12} C^{20}$; c'est avec ces deux corps, traités par l'acide azotique fumant d'abord, puis par le sulfhydrate d'ammoniaque, que l'on prépare la *chloronicine* et la *paranicine.*

Les benzoates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux et de magnésie, sont très-solubles dans l'eau; ceux de baryte, de strontiane, de plomb, de mercure, d'étain, de cuivre, de cérium, sont insolubles. Les acides puissants décomposent tous les benzoates en s'emparant de l'oxyde métallique. Les benzoates solubles précipitent les sels de sesquioxyde de fer en rouge-brique, et peuvent remplacer dans l'analyse les succinates.

Benzoate de chaux.— Il cristallise en aiguilles soyeuses, d'une saveur âcre et douceâtre; il est efflorescent à l'air sec, et très-soluble dans l'eau; par la chaleur, il produit, comme je l'ai déjà dit, de la benzone. On l'obtient directement par la chaux et l'acide benzoïque. On prépare de même les benzoates de potasse, de soude et d'ammoniaque.

DES CORPS DÉRIVÉS DE L'ACIDE BENZOIQUE.

De la benzine. $H^6 C^{12}$.

La benzine est le résultat de la décomposition du benzoate de chaux par le feu (voy. p. 332) ou de l'action de l'acide benzoïque en vapeurs sur de la pierre-ponce à une chaleur rouge. Elle fait partie des huiles que

l'on produit pendant la fabrication des gaz de l'éclairage, etc. Elle est liquide, incolore, d'une saveur sucrée, d'une odeur agréable, éthérée, d'une densité de 0,85, bouillant à 86°, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. A 0° elle est solide et cristalline, et ce n'est qu'à 7° + 0° qu'elle redevient liquide.

Le *chlore*, sous l'influence des rayons solaires, la transforme en *trichlorhydrate de benzine trichlorée,* $H^3C^{12}Cl^3, 3HCl$; ce corps, traité par une dissolution alcoolique de potasse, perd 3HCl, et il se sépare un liquide huileux, incolore, dont la formule est $H^3C^{12}Cl^3$. Le brome se comporte avec elle d'une manière analogue.

Elle se dissout dans l'acide azotique fumant, et si la dissolution est traitée par l'eau, il se précipite de la *nitrobenzine,* H^5C^{12}, AzO^4; si l'acide est en grand excès, on obtient, en précipitant aussi par l'eau, la *binitrobenzine,* $H^4C^{12}, 2AzO^4$; on voit que 1 ou 2 équivalents d'hydrogène ont été brûlés par 1 ou 2 équivalents d'oxygène de l'acide azotique. La *nitrobenzine* est liquide, d'une odeur de cannelle et d'amandes amères, d'une densité de 1,209 à 15°, bouillant à 213°; l'hydrogène naissant et l'acide sulfhydrique la transforment en *aniline,* $H^7C^{12}Az$, et en eau (4HO); la potasse dissoute dans l'alcool la change en *aniline* et en *azoxybenzine*, $H^5C^{12}AzO$.

L'acide sulfurique anhydre donne avec la benzine de la *sulfobenzine* et de l'acide *sulfobenzinique.*

Sulfobenzine, H^5C^{12}, SO^2, *et acide sulfobenzinique,* H^5C^{12}, S^2O^5, HO. — La sulfobenzine est cristalline, incolore, fondant à 100° et bouillant à 400°. L'acide sulfobenzique est très-acide; on peut l'obtenir cristallisé.

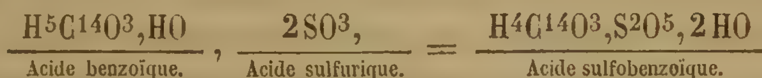
De la benzone. $H^5C^{13}O$.

Comme la benzine, elle se forme, pendant la décomposition du benzoate de chaux, par le feu et sans addition de chaux. Elle est en gros prismes transparents, d'une teinte légèrement ambrée, d'une odeur éthérée, fusibles à 46°, bouillant à 315°; sa vapeur brûle avec une flamme éclairante. Elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, et très-soluble dans l'éther. L'acide azotique la transforme en *benzone binitrée,* $H^8C^{26}, 2AzO^4, \theta^2$, laquelle donne, par le sulfhydrate d'ammoniaque, la *flavine,* sorte d'alcaloïde, $H^{12}C^{26}Az^2O^2$.

Des éthers benzoïque et méthylbenzoïque (voy. p. 168 et 201).

De l'acide sulfobenzoïque. $H^4C^{14}O^3,S^2O^5,2HO$.

Il est le résultat de l'action des vapeurs de l'acide sulfurique anhydre sur l'acide benzoïque; il se forme de l'eau, de l'acide sulfobenzoïque et de l'acide hyposulfurique :



$$\underbrace{H^5C^{14}O^3,HO}_{\text{Acide benzoïque.}}, \underbrace{2SO^3,}_{\text{Acide sulfurique.}} = \underbrace{H^4C^{14}O^3,S^2O^5,2HO}_{\text{Acide sulfobenzoïque.}}$$

Il est cristallin, très-soluble dans l'eau, indécomposable à 150°. Il est bibasique.

De l'acide nitrobenzoïque. $H^4C^{14}(AzO^4)O^3,HO$.

Il est produit par l'action d'un excès d'acide azotique fumant sur l'acide benzoïque. Il est cristallisé, fusible à 127°, pouvant être sublimé en aiguilles blanches d'une vapeur très-piquante. Il est peu soluble dans l'eau froide, très-soluble dans l'eau bouillante, ainsi que dans l'alcool et dans l'éther.

On obtient de l'*acide binitrobenzoïque,* $H^3C^{14}(2AzO^4)O^3,HO$, en traitant une partie d'acide benzoïque par 12 parties d'un mélange à parties égales d'acide sulfurique de Nordhausen et d'acide azotique fumant.

De l'acide bromobenzoïque. $H^5C^{14}BrO^4,HO$.

Il est cristallisé et peut être obtenu par l'action du benzoate d'argent sur le brome.

Du benzonitrile. $H^5C^{14}Az$.

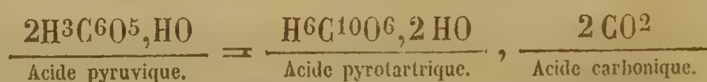
Il bout à 191°, et se dissout en toutes proportions dans l'alcool et l'éther; l'acide sulfhydrique forme avec lui la *benzamide* sulfurée, $H^7C^{14}AzS^2$. On l'obtient en décomposant le benzoate d'ammoniaque seul ou mélangé de baryte, ou bien avec l'acide phosphorique anhydre.

De l'acide tartrique. $H^4C^8O^{10},2HO$.

Il existe abondamment dans un grand nombre de fruits, de feuilles, de racines, etc., libre ou combiné avec la potasse ou la chaux. Il cris-

tallise en prismes obliques à base rhombe, terminés par des sommets dièdres, d'une saveur forte, acide et agréable, d'une densité de 1,75, rougissant le tournesol. Il exerce la rotation à droite avec d'autant plus d'énergie, que la quantité d'eau dans laquelle il est dissous est plus abondante, et la température plus élevée.

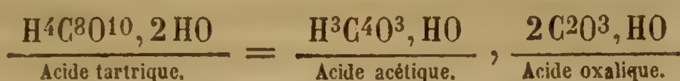
Chauffé lentement, il fond entre 130° et 140°; perd un demi-équivalent d'eau, et se trouve changé en acide *tartralique,* $H^4C^8O^{10}, 1\,{}^1/_2\,HO$; si on continue à chauffer celui-ci avec précaution jusqu'à environ 200°, il perd encore un demi-équivalent d'eau, et donne l'acide *tartrélique,* $H^4C^8O^{10}, HO$; enfin si, en ménageant bien la chaleur, on continue l'opération vers 200°, on obtient l'acide tartrique *anhydre,* $H^4C^8O^{10}$. Si, au lieu de ménager ainsi l'action du calorique, on porte rapidement l'acide tartrique, $H^4C^8O^{10}, 2HO$, à 180°, il fond, se boursoufle, perd les deux équivalents d'eau, et devient *anhydre.* Il suffit de traiter par l'eau les acides tartralique, tartrélique et tartrique anhydre, pour régénérer l'acide tartrique bihydraté. Si on distille rapidement l'acide bihydraté dans une cornue, au bain d'huile à 220°, on obtient une liqueur très-acide, composée d'acide *pyruvique,* $H^3C^6O^5, HO$, et d'acide acétique; tandis que si l'on porte rapidement le même acide bihydraté à 300°, on recueille dans le récipient un liquide brun, lequel, étant distillé, fournit de l'acide *pyrotartrique,* $H^6C^{10}O^6, 2HO$; on obtient une plus grande quantité de cet acide, en distillant un mélange d'acide tartrique bihydraté et de mousse de platine. On voit que, pendant la transformation de l'acide bihydraté en acide *péruvique,* il se produit 1 équivalent d'eau et 2 équivalents d'acide carbonique, aux dépens de l'acide tartrique, et que l'acide pyrotartrique diffère de l'acide pyruvique, en ce que celui-ci contient plus de carbone et d'oxygène dans le rapport convenable pour donner naissance à deux équivalents d'acide carbonique:



$$\underbrace{2H^3C^6O^5,HO}_{\text{Acide pyruvique.}} = \underbrace{H^6C^{10}O^6,2\,HO}_{\text{Acide pyrotartrique.}} , \underbrace{2\,CO^2}_{\text{Acide carbonique.}}$$

L'acide tartrique est inaltérable à l'air. L'eau froide en dissout un peu plus que son poids, et l'eau bouillante, deux fois son poids; l'alcool en dissout moins. L'acide azotique le transforme en acide oxalique; l'acide plombique et plusieurs autres corps oxydants le décomposent en eau et en acides carbonique et formique. La potasse, vers 150°, donne avec lui de l'acétate et de l'oxalate de potasse; il contient en effet de l'hydrogène, du carbone et de l'oxygène, dans les proportions

voulues pour constituer de l'acide acétique et de l'acide oxalique :



$$\underbrace{H^4C^8O^{10},2HO}_{\text{Acide tartrique.}} = \underbrace{H^3C^4O^3,HO}_{\text{Acide acétique.}}, \underbrace{2C^2O^3,HO}_{\text{Acide oxalique.}}$$

L'acide tartrique peut se combiner avec un certain nombre de métaux, tels que le fer, le zinc, etc.; l'eau est décomposée, et il se dégage de l'hydrogène. Il forme des tartrates avec beaucoup d'oxydes. Voici l'ordre d'affinité de plusieurs bases pour cet acide : chaux, baryte, strontiane, potasse, soude, ammoniaque et magnésie. Il précipite les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, en blanc, et les tartrates précipités se dissolvent avec la plus grande facilité dans un excès d'acide. Il ne précipite pas les chlorures de ces bases.

Il sert, dans l'analyse chimique, pour précipiter et caractériser la potasse.

Dissous dans une grande quantité d'eau, il peut très-bien remplacer la limonade dans les diverses maladies où les acides végétaux sont utiles.

Préparation. On commence par se procurer du tartrate de chaux : pour cela, on fait dissoudre 5 parties de crème de tartre dans 75 parties d'eau bouillante; on y met assez de carbonate de chaux pulvérisé (craie) pour saturer l'excès d'acide tartrique, et on agite la liqueur, qui est en pleine ébullition; il se dégage du gaz acide carbonique, et il se forme du *tartrate de chaux insoluble* et du tartrate de potasse neutre soluble; celui-ci retient un peu de tartrate de chaux; on fait bouillir cette liqueur pendant un quart d'heure avec du sulfate de chaux ou avec du chlorure de calcium, qui décompose tout le tartrate de potasse neutre, en sorte que l'on obtient une nouvelle quantité de *tartrate de chaux insoluble;* on lave le précipité à grande eau, et on le décompose, à l'aide de la chaleur et de l'agitation, par les $^3/_5$ de son poids d'acide sulfurique du commerce, étendu de 10 à 16 parties d'eau; il se produit du sulfate de chaux peu soluble, et l'acide tartrique reste en dissolution avec un peu de sulfate de chaux. Après avoir laissé reposer la liqueur, on la décante, et on la concentre par l'évaporation; on sépare le sulfate de chaux, qui se précipite, et on fait cristalliser l'*acide tartrique;* mais, comme il retient de l'acide sulfurique, on le traite successivement par la litharge et par l'acide sulfhydrique.

Des tartrates.

La composition des tartrates est loin d'être toujours la même. Ils sont tous neutres, quoiqu'on admette généralement l'existence de quelques

bitartrates, la crème de tartre ou le bitartrate de potasse, par exemple. Les uns sont formés de 1 équivalent d'acide, et de 2 équivalents d'une *même* base, $2KO, H^4C^8O^{10}$ (trartrate de potasse neutre); d'autres contiennent 1 équivalent d'acide et 2 équivalents de base, qui ne sont pas les mêmes, $KO, NaO, H^4C^8O^{10}$ (tartrate de potasse et de soude, sel de Seignette); il en est dans lesquels l'équivalent d'acide est saturé par 1 équivalent de base et par 1 équivalent d'eau, $KO, HO, H^4C^8O^{10}$ (crème de tartre, improprement désignée sous le nom de *bitartrate de potasse*); enfin ceux que l'on a appelés *émétiques*, et qui sont composés de 1 équivalent d'acide, de 1 équivalent de base, contenant elle-même 1 équivalent d'oxygène, et de 1 équivalent d'une autre base, renfermant 3 équivalents d'oxygène, $KO, Sb^2O^3, H^4C^8O^{10}$ (émétique, tartre stibié, tartrate de protoxyde de potassium et d'antimoine).

Tous les tartrates sont décomposés par le feu, et fournissent des produits volatils analogues à ceux que l'on obtient avec l'acide tartrique placé dans les mêmes circonstances; quelques-uns d'entre eux laissent pour résidu un carbonate de la base; il y en a d'autres qui sont plus complétement décomposés, et qui fournissent le métal, etc.

L'*eau* dissout les tartrates neutres de potasse, de soude, d'ammoniaque, de magnésie et de bioxyde de cuivre; presque tous les autres sont insolubles dans ce liquide; ceux-ci, sans excepter le *tartrate de chaux,* se dissolvent dans un excès d'acide, tandis que les *tartrates neutres solubles* sont transformés, par l'acide tartrique ou par tout autre acide fort, en tartrates cristallins, moins solubles dans l'eau; d'où il suit que les propriétés des tartrates solubles sont analogues, sous ce rapport, à celles des oxalates. Il existe des *tartrates insolubles* qui se dissolvent à merveille dans une *très-petite* quantité de tartrate de potasse, de soude ou d'ammoniaque, avec lesquels ils forment des tartrates doubles : tels sont les tartrates de fer et de manganèse. Il y a d'autres *tartrates insolubles* qui ne peuvent se dissoudre dans les tartrates de potasse, de soude et d'ammoniaque, pour former des sels doubles, qu'autant que l'on a employé un *excès* de ces tartrates solubles, et même d'acide tartrique : tels sont ceux de baryte, de strontiane, de chaux et de plomb.

Tartrate de potasse neutre ou *bipotassique* (sel végétal), $2KO, H^4C^8O^{10}$. — On ne le trouve pas dans la nature; il cristallise en prismes rectangulaires à 4 pans, terminés par des sommets dièdres, légèrement déliquescents, solubles dans leur poids d'eau froide et dans une petite quantité d'eau bouillante, et doués d'une saveur amère; ainsi cristallisé, il contient deux équivalents d'eau. Chauffé, il se décompose après avoir

éprouvé la fusion aqueuse. Il est susceptible de dissoudre une grande quantité d'alumine. Il décompose le kermès à froid, et il se forme, suivant M. Guéranger, du tartrate de potasse et d'antimoine (émétique). On l'emploie en médecine comme purgatif, à la dose de 12 à 24 grammes.

Préparation. On projette peu à peu de la crème de tartre finement pulvérisée dans une dissolution chaude de carbonate de potasse; l'excès d'acide tartrique décompose le carbonate et s'unit à la potasse, tandis que l'acide carbonique se dégage; le tartrate de chaux qui fait partie de la crème de tartre se dépose sous forme de flocons blancs; on filtre la liqueur, on la concentre par l'évaporation, et on l'abandonne à elle-même pour la faire cristalliser.

Tartrate monopotassique, KO, HO, $H^4C^8O^{10}$ (crème de tartre, *bitartrate de potasse*). — Il existe dans le raisin et dans le tamarin; le tartre du commerce, ou la matière blanche ou rouge qui se dépose sur les parois des tonneaux où le vin fermente, est presque entièrement formé par ce sel. Il cristallise en prismes obliques, à base rhombe, durs, opaques, qui croquent sous la dent; sa saveur est légèrement acide. Il se dissout dans 18 parties d'eau bouillante, tandis qu'il en exige au moins 184 p. à 20°. Il est insoluble dans l'alcool à 0,85. Le *solutum* aqueux est décomposé par l'air et transformé en carbonate de potasse, en huile, et en une espèce de moisissure; au contraire, le sel solide n'éprouve aucune altération de la part de cet agent. Exposé à l'action de la chaleur, il se décompose comme tous les tartrates, et il reste dans la cornue du charbon et du carbonate de potasse (*flux noir*).

Lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge blanc, pendant deux ou trois heures, avec parties égales d'un métal très-fusible, tel que l'étain, le bismuth, le plomb ou l'antimoine, on obtient des alliages plus ou moins riches en potassium, qui ne subissent aucune altération à un feu très-violent: d'où il suit que la potasse a été décomposée par le charbon de l'acide tartrique, qui s'est emparé de son oxygène, tandis que les métaux se sont unis au potassium. Ce fait, entrevu par Vauquelin, a été mis hors de doute par Sérullas, dans un très-beau mémoire imprimé en 1820 dans le *Journal de pharmacie*. On prouve que ces alliages contiennent du potassium: 1° parce qu'en les mettant dans l'eau, ils la décomposent; il se forme de la potasse, et il se dégage du gaz hydrogène; 2° par le tournoiement de leurs fragments sur un bain de mercure sec ou aqueux; 3° par la quantité considérable de calorique que quelques-uns d'entre eux émettent, lorsqu'après les avoir pulvérisés, on les expose à l'air. Il résulte encore, des expériences de Sérullas, que tous les sels à base de potasse, décomposables par la chaleur, sont ramenés à

l'état de potassium quand on les chauffe avec les métaux déjà mentionnés, et que l'on ajoute du charbon; l'addition de ce dernier corps n'est pourtant nécessaire que lorsque l'acide du sel n'appartient pas au règne végétal.

Crème de tartre du commerce.— Cette crème de tartre est formée, d'après Fourcroy et Vauquelin, d'une très-grande quantité de bitartrate monopotassique, de 7 à 8 centièmes de tartrate de chaux, d'une petite quantité d'acide silicique, d'alumine, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse; d'où il suit qu'elle doit partager la plupart des propriétés du bitartrate monopotassique, qui en fait la majeure partie. On l'emploie pour préparer l'acide tartrique, les autres tartrates, la potasse pure, et pour augmenter la fixité des couleurs. C'est avec la crème de tartre impure, ou le tartre brut, que l'on obtient les *flux blanc* et *noir*: le premier est presque entièrement composé de carbonate de potasse, l'autre est formé de ce même sel et d'une certaine quantité de charbon.

Préparation de la crème de tartre. On fait dissoudre dans l'eau bouillante le tartre brut qui se dépose sur les parois des tonneaux pendant la fermentation du moût de raisin; il se forme, par le refroidissement de la liqueur, des cristaux presque incolores; on les fait redissoudre dans l'eau bouillante, dans laquelle on délaie 4 ou 5 centièmes d'une terre argileuse et sablonneuse qui s'empare de la matière colorante; on évapore la liqueur jusqu'à pellicule, et l'on obtient des cristaux de crème de tartre incolore: on se sert des eaux mères pour faire de nouvelles dissolutions.

Flux blanc et *flux noir.*— On prépare le premier en projetant dans un creuset rouge 2 parties d'azotate de potasse et 1 partie de tartre; tandis qu'on emploie, pour la préparation du flux noir, parties égales de ces deux sels; les acides azotique et tartrique sont décomposés, l'oxygène du premier se combine avec l'hydrogène et le carbone du second.

Crème de tartre soluble.— Lorsqu'on fait bouillir 47 ½ parties de crème de tartre, 600 d'eau, et 15 ½ d'acide borique cristallisé et purifié, le sel et l'acide se dissolvent; si l'on entretient la liqueur bouillante jusqu'à ce qu'elle soit très-concentrée, et qu'on ménage ensuite le feu, on obtiendra une masse solide et presque cassante, soluble dans $1/2$ partie d'eau froide, et dans moins d'eau bouillante : c'est la *crème de tartre soluble.* Elle est composée, à 100°, de $KO, H^4C^8O^{10}, BO^3$; dans ce sel, l'acide borique a déplacé l'eau, et joue le même rôle que l'oxyde d'antimoine dans l'émétique (*Journal de pharmacie*, 1824). A 285°, la crème de tartre soluble perd 2 équivalents d'eau, et devient $KO, H^2C^8O^8, BO^3$; si, dans cet état, on la dissout dans l'eau, elle reproduit

la crème de tartre soluble. M. Meyrac a prouvé que les borates neutres et les sous-borates de potasse et de soude ont également la propriété de rendre la crème de tartre soluble.

L'acide arsénieux forme aussi de la crème de tartre soluble avec la crème de tartre ordinaire.

La crème de tartre soluble doit être préférée, pour l'usage médical, à la crème de tartre ordinaire, toutes les fois qu'on voudra la donner dans de l'eau ; car celle-ci exige 184 fois son poids de ce liquide, pour pouvoir être dissoute à froid. Ce médicament est à la fois purgatif, apéritif, diurétique et antiseptique; on l'administre comme purgatif, depuis 16 grammes jusqu'à 64 grammes, seul ou dans une tisane acidule; on l'emploie dans beaucoup d'ictères, dans certains engorgements non squirrheux du foie, dans plusieurs hydropisies qui sont la suite de maladies inflammatoires, dans la goutte, dans les fièvres dites putrides, etc. ; on l'incorpore quelquefois dans des bols et des pilules, et alors on en donne 1, 3 ou 5 grammes par jour.

Tartrate de soude bibasique, $2NaO, H^4C^8O^{10}$. — Il cristallise en aiguilles efflorescentes, solubles dans 5 parties d'eau froide, insolubles dans l'alcool anhydre, contenant 4 équivalents d'eau. Il est sans usages.

Tartrate de soude monobasique, $NaO, HO, H^4C^8O^{10}$. — Il est en petits cristaux d'une saveur acide, faiblement salée, solubles dans 8 parties d'eau froide, insolubles dans l'alcool. Traité par l'acide borique ou par les borates solubles, il donne des composés très-acides, *déliquescents,* et solubles dans la moitié de leur poids d'eau. Il agit sur les métaux fusibles comme le bitartrate de potasse (voy. p. 339).

Tartrate de potasse et de soude (sel de Seignette, sel de la Rochelle), $KO, NaO, H^4C^8O^{10}, 8HO$. — On ne le trouve pas dans la nature; on peut l'obtenir cristallisé en gros prismes à 8 ou 10 pans inégaux; mais le plus souvent ces prismes se trouvent coupés dans la direction de leur axe. Il s'effleurit légèrement, et à la surface seulement, quand l'air est chaud et sec. Il est soluble dans environ deux fois et demie son poids d'eau froide, et dans une beaucoup plus petite quantité d'eau bouillante; il a une légère saveur amère. Il est employé en médecine, comme purgatif, à la dose de 12, 24 ou 32 grammes.

Préparation. On agit de la même manière que pour le tartrate de potasse, excepté que l'on substitue au carbonate de potasse celui de soude.

Tartrate double de potasse et de chaux, $KO, CaO, H^4C^8O^{10}$. — Lorsqu'on laisse digérer pendant quelque temps de l'hydrate de chaux dans

du *tartrate monopotassique*, on obtient, en filtrant la liqueur, le tartrate double en dissolution. Il présente ce fait remarquable que, lorsqu'on le chauffe à l'état liquide, il se coagule et se prend en masse comme du blanc d'œuf, pour se liquéfier de nouveau par le refroidissement. Il est sans usages.

Tartrate de potasse et de fer. — Il est sous forme de petites aiguilles d'une couleur verdâtre, solubles dans l'eau, et ayant une saveur styptique. La potasse, la soude, l'ammoniaque, et les carbonates de ces bases, ne troublent point sa dissolution ; l'acide sulfhydrique la décompose et s'empare de l'oxyde de fer, tandis que l'acide tartrique, mis à nu, forme, avec le tartrate de potasse, du tartrate monopotassique soluble. Les diverses préparations connues sous les noms de *tartre martial* soluble, ou de *tartre chalybé*, de *teinture de mars de Ludovic*, de *teinture de mars tartarisée*, de *boules de Nancy*, sont formées par ce sel double. Elles sont employées, en médecine, dans tous les cas où les préparations ferrugineuses sont indiquées. Le *tartre martial* se donne en boisson, ou sous forme de bols, depuis 60 centigr. jusqu'à 1 gramme 30 centigrammes. La *teinture de mars tartarisée* s'administre en potion, à la dose de 2 à 6 grammes ; on fait prendre, de temps en temps, une cuillerée de cette potion : il en est de même de la *teinture de mars de Ludovic*, qui est encore plus astringente que la précédente. On emploie l'*eau de boule*, qui n'est que la dissolution aqueuse de la *boule de Nancy*, comme tonique, en douches ou en lotions, dans les entorses, dans les empâtements légers des parties externes, etc. ; on l'administre aussi à l'intérieur pour arrêter les dévoiements, dans la chlorose, etc.

Préparation. Il suffit de faire bouillir dans de l'eau parties égales de limaille de fer et de crème de tartre, et de concentrer la dissolution par l'évaporation, pour obtenir ce sel cristallisé. — *Teinture de mars tartarisée.* On la prépare en versant sur une dissolution concentrée du sel précédent une certaine quantité d'alcool, qui l'empêche de se décomposer. — *Boules de Nancy.* On fait un mélange de limaille de fer, de tartre rouge pulvérisé, et de décoction de plantes vulnéraires ; le fer s'oxyde aux dépens de l'air, et se combine avec l'excès d'acide tartrique du tartre ; le mélange devient d'un rouge brun et plus consistant ; lorsqu'il est encore mou, on en forme des boules du poids de 32 grammes, que l'on recouvre d'une légère couche d'huile et que l'on fait sécher (*Journ. de chim. méd.*, février 1828).

Tartrate de protoxyde de mercure et de potasse, $KO, Hg^2O, H^4C^8O^{10}$. — Il est sous forme d'une masse sèche, de couleur cendrée, d'une saveur

fraîche, piquante, métallique; il est légèrement alcalin, soluble dans son poids d'eau à 20°, et déliquescent; sa dissolution est décomposée par les acides acétique, azotique et chlorhydrique, qui en précipitent de la crème de tartre; la potasse, la soude, l'ammoniaque, l'acide sulfhydrique et les sulfures, ne troublent point cette dissolution.

Préparation. On fait bouillir dans 6 kilogrammes d'eau 500 grammes de protoxyde de mercure mêlé à 1 kilogramme de crème de tartre, et l'on obtient du tartrate de protoxyde de mercure et du tartrate double de protoxyde de mercure et de potasse; le premier se précipite par le refroidissement, l'autre reste en dissolution; on évapore la liqueur jusqu'à siccité, avec ménagement, et on a soin de séparer avec une cuiller de bois ou d'ivoire le tartrate simple qui aurait pu rester en dissolution, et qui se dépose à mesure que l'eau s'évapore. Ce sel double, dont on doit la connaissance à Carbonell, doit être préféré, suivant lui, aux autres préparations mercurielles dans le traitement des maladies syphilitiques invétérées, des dartres, etc.; on l'administre à l'intérieur depuis 10 jusqu'à 60 centigrammes par jour chez les adultes, et à l'extérieur, à la dose de 8 à 12 grammes dissous dans 250 grammes d'eau distillée. Il ne détermine jamais le ptyalisme, d'après Carbonell (voyez *Journ. de chim. méd.,* mars 1831).

Tartrate de potasse et de protoxyde d'antimoine (émétique, tartre stibié), $KO, Sb^2O^3, H^4C^8O^{10}, 2HO$. — Il fut découvert en 1631 par Mynsicht. On ne le trouve jamais dans la nature. Il cristallise en tétraèdres réguliers, ou en pyramides triangulaires, ou en octaèdres allongés, incolores, transparents, doués d'une saveur caustique et nauséabonde; il rougit l'*infusum* de tournesol. Lorsqu'on le chauffe à 100°, il perd 2 équivalents d'eau; à 228°, il est décomposé, et perd encore 2 équivalents d'eau. Il est alors $KO, Sb^2O^3, H^2C^8O^8$; si, dans cet état, on le dissout dans l'eau, il reproduit l'émétique. L'émétique, chauffé au rouge dans un creuset, noircit, se décompose à la manière des substances végétales, répand de la fumée, et laisse pour résidu de l'antimoine métallique et du carbonate de potasse blanc; si on le met sur des charbons rouges, on obtient des résultats analogues, au bout d'une ou de deux minutes : il est évident que, dans ce cas, l'oxyde d'antimoine est réduit par le charbon provenant de l'acide tartrique décomposé. S'il est soumis à une chaleur rouge blanc, pendant deux ou trois heures, dans un creuset fermé, il laisse pour résidu une masse spongieuse, formée de potassium, d'antimoine et de beaucoup de charbon, qui détone et s'enflamme vivement à l'air et sur l'eau : si l'on vient à brûler l'excès de charbon, soit par un grillage à l'air, soit à l'aide de

l'azotate de potasse, on obtient alors un alliage de potassium et d'antimoine.

L'émétique exposé à l'air s'effleurit.

Cent parties d'eau bouillante en dissolvent 53 parties, tandis que la même quantité d'eau froide n'en dissout que 7 parties environ; du reste, cette dissolution, qui rougit faiblement le tournesol, n'est pas décomposée par l'eau, comme cela arrive avec les sels antimoniaux simples (voy. t. I, p. 547). L'*acide sulfurique* et les *sulfates acides* en précipitent du sous-sulfate d'antimoine *blanc,* soluble dans un excès d'acide, et il se forme du tartrate monopotassique (crème de tartre). Les *sous-sulfates* et les *sulfates* neutres de la première classe ne la décomposent point. La *potasse* en précipite sur-le-champ l'oxyde blanc, et le précipité se redissout dans un excès d'alcali. L'*eau de chaux* la décompose également, et y fait naître un dépôt blanc très-épais de tartrate de chaux et de tartrate d'antimoine, soluble dans l'acide azotique pur. Le *carbonate de soude* donne également un précipité blanc, qui est de l'oxyde plus ou moins carbonaté. L'acide sulfhydrique et les *sulfures* solubles en séparent du sulfure d'antimoine jaune orangé, qui passe au rouge brun par une nouvelle quantité de ces réactifs. L'*infusum* aqueux, alcoolique ou éthéré de noix de galle y fait naître un précipité abondant, caillebotté, d'un blanc grisâtre, tirant un peu sur le jaune, qui contient l'antimoine plus ou moins oxydé, comme on peut s'en convaincre en le traitant par l'acide azotique. Les *sucs des plantes,* les décoctions extractives des bois, des racines, des écorces amères et astringentes, précipitent la dissolution d'émétique en jaune rougeâtre; le précipité, formé d'oxyde d'antimoine, de matière végétale et de crème de tartre, est inerte; d'où il suit que l'on ne doit jamais administrer l'émétique avec ces sortes de *décoctions.*

On emploie le tartre stibié : 1° comme émétique, depuis la dose de 3 jusqu'à 30, 40 ou 50 centigrammes, et même plus, suivant l'âge, le sexe, le tempérament, etc.; on le donne dissous dans 200 ou 300 grammes d'eau distillée; on peut aussi l'associer à quelques sulfates purgatifs sans qu'il se décompose : si l'émétique était administré dans de l'eau commune qui contiendrait des carbonates terreux, il serait décomposé au point que, si la dissolution avait été faite dans le liquide bouillant, il pourrait à peine en rester en dissolution, ainsi que l'a prouvé M. Guéranger. 2° Comme purgatif, on en administre 5 centigrammes dans 1 litre de petit-lait ou de tout autre liquide approprié; 3° dans certaines affections cérébrales, dans les inflammations aiguës des poumons et d'autres organes parenchymateux, mais surtout dans

les *rhumatismes articulaires ;* on en fait prendre 30 ou 50 centigrammes par jour, dissous dans 4 à 500 gr. d'infusion d'oranger : cette dose est administrée en six fois, à une ou deux heures d'intervalle. En général, dans la plupart des cas dont il s'agit, l'émétique ne détermine aucune évacuation ; et si la première dose occasionne quelquefois des nausées et même de légers vomissements, ces accidents ne se renouvellent pas après l'ingestion des autres prises, phénomène remarquable qui paraît tenir surtout à ce que le tartre stibié est dissous dans une petite quantité de véhicule. Laennec, qui a fait un fréquent usage de cette méthode, pensait que l'émétique agit principalement en favorisant l'absorption dans les parties engorgées; il a vu la résolution s'opérer en peu de jours dans les pneumonies où le poumon se dilatait à peine, tant l'engorgement était considérable. Le gonflement et les douleurs atroces qui accompagnent les rhumatismes articulaires cèdent promptement à l'usage de ce médicament, et les malades sont guéris, terme moyen, dans l'espace de six à huit jours. Quelquefois il est nécessaire de porter la dose du tartre stibié à 75 ou 90 centigrammes par jour. Laennec en a donné jusqu'à 4 grammes dans les vingt-quatre heures; et, chose remarquable, ayant eu l'occasion d'ouvrir des cadavres d'individus qui avaient pris plusieurs grammes d'émétique, il n'a jamais aperçu la moindre trace d'inflammation dans les tissus du canal digestif. Rasori avait appelé, il y a déjà plusieurs années, l'attention des praticiens sur les effets merveilleux que l'on pouvait attendre de fortes doses de tartre stibié dans quelques maladies aiguës. Que l'on ne croie pas cependant que, dans aucune circonstance, l'émétique donné à forte dose ne puisse déterminer des accidents graves; l'expérience prouve le contraire. Lorsqu'on en administre plusieurs décigrammes à la fois à des individus *bien portants,* et qu'il n'est pas vomi ou rejeté par les selles peu de temps après avoir été avalé, il occasionne l'inflammation de l'estomac et des poumons, et ne tarde pas à déterminer la mort. Ce fait, mis hors de doute par les expériences nombreuses faites sur les animaux, et par des observations cliniques, peut très-bien se concilier avec les précédents, en établissant que *l'action de plusieurs médicaments est loin d'être la même chez l'homme sain ou chez celui qui est atteint de telle ou telle autre maladie.* Les infusions légères de noix de galle, de quinquina et de toutes les écorces astringentes, sont les remèdes les plus efficaces pour décomposer l'émétique dans le canal digestif, et pour l'empêcher d'exercer une action délétère. Les moyens propres à démontrer la présence du tartre stibié dans un cas de médecine légale varient

suivant qu'il est libre ou qu'il a été décomposé (voy., p. 558 du t. Ier, de ma *Médecine légale*, 4e édition, et ma *Toxicologie générale*, 4e édition).

Préparation. Parmi les nombreux procédés employés jusqu'à ce jour, celui de la pharmacopée de Dublin, modifié il y a quelques années par Henry père, mérite la préférence : il consiste à traiter la poudre d'Algaroth (oxychlorure d'antimoine) par la crème de tartre. Voici comment il faut opérer : on verse dans une capsule contenant 10 parties d'eau bouillante un mélange exact de 100 parties de poudre d'Algaroth (voy. p. 541 du t. Ier) et de 145 de crème de tartre ; on fait évaporer rapidement, jusqu'à ce que le liquide indique 25 degrés au pèse-sel de Baumé ; on filtre la liqueur ainsi concentrée, et on laisse cristalliser dans un lieu tranquille ; bientôt l'émétique commence à se séparer ; du jour au lendemain, la cristallisation est complète : on décante les eaux mères, et l'on fait sécher l'émétique pour le conserver, car il n'a nullement besoin d'être purifié. Pour les eaux mères, on sature par la craie l'acide en excès ; on filtre, on réunit le liquide filtré à celui qui provient du lavage du papier qui a servi à la première filtration, et l'on concentre le tout à 25 degrés ; on recueille une nouvelle quantité d'émétique.

Théorie. Il est évident que, dans cette opération, une partie de l'acide tartrique de la crème de tartre s'unit au protoxyde d'antimoine de l'oxychlorure, et forme de l'émétique ; le protochlorure d'antimoine contenu dans la poudre d'Algaroth est décomposé, ainsi qu'une portion de potasse du tartrate ; l'oxygène de la potasse s'unit à l'antimoine, et le potassium au chlore ; l'oxyde d'antimoine produit se combine avec le tartrate monopotassique, qui résulte de la décomposition d'une partie de la potasse, et donne naissance à une nouvelle portion d'émétique ; il reste du chlorure de potassium dans la liqueur. Si l'on s'obstinait à faire cristalliser les eaux mères pour avoir de nouvelles quantités d'émétique, on obtiendrait, à dater de la quatrième évaporation, et même dès la troisième, de l'émétique en gros prismes à six pans, qui serait probablement altéré et mêlé de cristaux plus petits de chlorure de potassium (voy. les mémoires de Henry, dans le *Journ. de chim. méd.* de décembre 1825 et de janvier 1826).

Autres émétiques. — Si l'on combine avec l'acide tartrique deux autres bases, dont l'une contiendra 1 équivalent d'oxygène et l'autre 3, on obtiendra des sels analogues à l'émétique qui vient d'être décrit ; tels sont l'émétique d'alumine, de sesquioxyde de fer, d'oxyde d'argent, dont voici les formules :

KO,Al^2O^3....	$H^4C^8O^{10}$
$KOFe^2O^3$....	id.
AgO,Sb^2O^3...	id.
PbO,Sb^2O^3...	id.
AzH^3HO,Sb^2O^3	id.
BaO,Sb^2O^3...	id.

Ces émétiques, chauffés à 228°, sont déshydratés et décomposés comme l'émétique à base de protoxyde d'antimoine, c'est-à-dire qu'ils perdent 2 équivalents d'oxygène et 2 d'hydrogène (voy. p. 343). On obtient ces émétiques en versant de l'azotate d'argent, de l'acétate de plomb, etc., dans une dissolution d'émétique ordinaire.

De l'acide racémique ou paratartrique. $H^4C^8O^{10},2HO,HO$ (1).

L'acide racémique, désigné d'abord sous le nom d'*acide des Vosges*, a été décrit en 1826 par Gay-Lussac, quoi qu'il eût été entrevu depuis plusieurs années. Il existe dans le raisin du Haut-Rhin, combiné avec la potasse, et probablement dans le suc de tous les raisins : c'est à Thann, petite ville de ce département, qu'il a été d'abord préparé. Il est remarquable par sa composition, qui est la même que celle de l'acide tartrique, *quoiqu'il jouisse de propriétés différentes.* Son nom dérive de *racemus*, grappe de raisin; il portait primitivement le nom d'*acide thannique*, du nom de la ville. Il cristallise en prismes obliques à base rhombe. Il n'exerce aucune action rotatoire sur le plan de polarisation. Il s'effleurit à l'air. Chauffé à 100°, il perd un équivalent d'eau, et reste $H^4C^8O^{10},2HO$; à une température plus élevée, il se comporte comme l'acide tartrique, et donne successivement les acides *paratartralique*, $H^4C^8O^{10},1\frac{1}{2}HO$, *paratrartrélique*, $H^4C^8O^{10},HO$, et paratartrique anhydre, $H^4C^8O^{10}$. En mettant ces acides dans l'eau, on régénère l'acide paratartrique cristallisé (Frémy). Si on chauffe celui-ci à la température de 200°, on obtient un acide liquide, $H^3C^6O^5,HO$, qui paraît n'être que de l'acide pyruvique, et en outre de l'acide pyrotar-

(1) Il serait possible que l'acide paratartrique ne préexistât pas dans les tartres des Vosges, et qu'il ne fût que le résultat d'une réaction entre les principes de l'acide tartrique : c'est ce que tendent à faire croire les remarques de Robiquet et les travaux de M. Pelouze, qui n'a pas pu découvrir cet acide dans les principales variétés de tartre du commerce.

trique; il reste un charbon qui brûle au contact de l'air sans résidu.

L'acide racémique est moins soluble dans l'eau froide que l'acide tartrique. Il exige 5 parties de ce liquide pour se dissoudre, tandis que 2 parties d'acide tartrique se dissolvent dans 1 partie d'eau; sa dissolution aqueuse précipite l'eau de chaux en blanc, mais le précipité soluble dans l'acide chlorhydrique reparaît par l'action de l'ammoniaque, tandis que celui que fournit l'acide tartrique ne reparaît pas de suite quand il est traité de la même manière, à moins que le liquide ne soit très-concentré; cependant, après quelque temps, il se dépose des points cristallins brillants octaédriques de tartrate de chaux. L'acide racémique précipite l'azotate de chaux et le chlorure de calcium, ce que ne fait pas l'acide tartrique. Il ne trouble le sulfate de chaux qu'au bout d'une heure, et vingt-quatre heures après, presque toute la chaux est précipitée à l'état de racémate; l'acide tartrique, au contraire, ne produit aucun trouble dans le sulfate de chaux. Il forme, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, deux sels, dont l'un est très-soluble, tandis que l'autre l'est peu. Avec la potasse et la soude, il donne un racémate à double base cristallisable, qui présente la même composition que le sel de Seignette (tartrate double de potasse et de soude), mais qui en diffère par la forme de ses cristaux et par sa solubilité. Il peut donner naissance à un émétique correspondant au tartratre de potasse et d'antimoine.

Composition de l'acide racémique. J'ai dit, en parlant de l'acide tartrique, qu'il exerçait la rotation à *droite,* tandis que l'acide racémique n'a aucune action sur le plan de polarisation; cela paraît tenir à ce que l'acide racémique est formé de poids égaux de deux acides, l'acide tartrique ou *dextroracémique,* et l'acide *lévoracémique,* qui exerce la rotation vers la *gauche;* d'où il suit que l'acide racémique doit être *neutre* sous le rapport de la rotation. On est parvenu à séparer les acides *dextro* et *lévoracémiques,* en formant des racémates doubles de soude et d'ammoniaque ou de soude et de potasse, et en les faisant cristalliser; on obtient deux sortes de cristaux, les uns de *dextroracémates,* les autres de *lévoracémates,* et l'on extrait de ces cristaux les deux acides qui les constituent, en employant les mêmes agents que ceux dont on fait usage pour obtenir l'acide tartrique des tartrates. Du reste, l'acide *dextroracémique* ne diffère en rien de l'acide tartrique bihydraté. Quant à l'acide *lévoracémique,* sauf la propriété rotatoire à gauche, et la disposition de ses cristaux, qui portent des facettes hémiédriques en sens opposé, il ressemble parfaitement à l'acide tartrique. Pour compléter la preuve de

ce que j'avance, j'ajouterai qu'en faisant dissoudre dans l'eau des poids égaux d'acide *dextroracémique* et *lévoracémique,* on reforme l'acide *racémique.*

Préparation de l'acide racémique. On sature par le carbonate de soude le tartre qui contient de l'acide racémique, et on laisse cristalliser le tartrate de potasse et de soude qui s'est formé. Les eaux mères renferment le racémate de soude; on les précipite par un sel de plomb ou de chaux, après les avoir évaporées; le précipité contient du racémate et une certaine quantité de tartrate de plomb ou de chaux; on le décompose par l'acide sulfurique, qui transforme la base en sulfate, et laisse dans la liqueur les acides racémique et tartrique; par l'évaporation, l'acide racémique, devenant moins soluble que l'autre, cristallise le premier (Berzelius, *Ann. de chim. et de pharm.,* t. XLVI).

DES ACIDES DÉRIVÉS DE L'ACIDE TARTRIQUE
par l'action de la chaleur.

De l'acide tartralique. $H^4C^8O^{10}, 1\frac{1}{2}HO$.

Il est déliquescent, incristallisable; on peut le considérer comme un acide sesquibasique; aussi prend-il 1 équivalent et demi de base pour former des sels neutres. Les tartralates de chaux, de baryte et de strontiane, sont solubles dans l'eau, bien différents en cela des tartrates. Si on les fait bouillir dans l'eau, ils donnent des tartrates et de l'acide tartrique; par un excès de base, on les transforme en tartrates.

Préparation (voy. *Action de la chaleur sur l'acide tartrique,* p. 336).

De l'acide tartrélique. $H^4C^8O^{10}, HO$.

Il est déliquescent et incristallisable. Il ne prend qu'un équivalent de base pour former des sels neutres. Il fournit, avec les acétates de baryte, de strontiane et de chaux, des précipités sirupeux, tandis que l'acide tartralique ne précipite pas ces sels. L'eau bouillante ou bien un excès de base transforment l'acide tartrélique et les tartrélates en acide tartrique et en tartrates.

Préparation (voy. p. 336, *Action de la chaleur sur l'acide tartrique*).

De l'acide tartrique anhydre. $H^4C^8O^{10}$.

Il est amorphe et soluble dans l'eau. L'eau et l'air humide le font passer successivement, avec le temps, à l'état d'acides tartrélique, tar-

tralique et tartrique bihydraté; on obtient ce résultat beaucoup plus promptement, si on élève la température.

Préparation. On chauffe pendant plusieurs heures, dans une étuve dont la température est à 190°, de l'acide tartrique cristallisé et bihydraté, ou bien on agit comme je l'ai dit en parlant de l'action de la chaleur sur l'acide tartrique (voy. p. 336).

De l'acide pyruvique ou pyroracémique. $H^3C^6O^5,HO$.

Il est le résultat de la décomposition rapide de l'acide tartrique bihydraté à 220°; on obtient dans le récipient un liquide composé d'acides acétique et pyruvique; il suffit, pour séparer ce dernier, de traiter le liquide par du carbonate de plomb, qui donne du pyruvate de plomb insoluble et de l'acétate soluble; on décompose ce pyruvate par l'acide sulfhydrique. L'acide pyruvique est sirupeux, incristallisable, d'une saveur acide et amère; il forme des pyruvates solubles ou insolubles (voy. *Action de la chaleur sur l'acide tartrique bihydraté,* p. 336).

De l'acide pyrotartrique. $H^6C^{10}O^6,2HO$.

Cet acide a été découvert par Rose, et étudié depuis par M. Pelouze. Il est solide, blanc, cristallisé, en prismes obliques, à base rhombe, tronqués sur les arêtes latérales, inodores, très-solubles dans l'alcool et dans l'eau, d'une saveur fortement acide et comparable à celle de l'acide tartrique. Il fond à 110° et bout à 188°; mais, comme il se décompose à une température un peu plus élevée, il est difficile de le volatiliser sans résidu. Dissous, il ne trouble pas les eaux de chaux, de baryte et de strontiane; il fait naître dans le sous-acétate de plomb liquide un précipité blanc, insoluble dans l'eau, mais très-soluble dans un excès d'acétate de plomb; il ne trouble ni l'acétate neutre ni l'azotate de plomb. Les sels de protoxyde et de bioxyde de mercure, le sulfate de sesquioxyde de fer, les sels de chaux et de baryte, les sulfates de zinc, de manganèse et de cuivre, ne sont pas précipités par l'acide pyrotartrique libre. La potasse forme avec lui un sel neutre déliquescent.

Préparation. On l'obtient en distillant dans une cornue de verre du bitartrate de potasse; on évapore au bain-marie le produit distillé, et, par le refroidissement, l'acide cristallise; par de nouvelles cristallisations, on l'obtient pur. On le prépare encore en chauffant rapidement à 300° l'acide tartrique bihydraté, et mieux encore en soumettant à l'ac-

tion de la chaleur un mélange intime d'acide tartrique et de mousse de platine ou de pierre ponce.

De l'acide citrique. $H^5C^{12}O^{11},3HO,2HO$.

Cet acide se trouve, tantôt libre, tantôt combiné, dans le citron et dans l'orange, dans les groseilles vertes, les fruits rouges, le fruit du sorbier des oiseaux, etc., qui doivent leur acidité aux acides citrique et malique, dans les tamarins, etc.

Il cristallise en prismes rhomboïdaux, dont les pans sont inclinés entre eux d'environ 60° et 120°, terminés par des sommets à quatre faces trapézoïdales qui interceptent les angles solides; il est doué d'une saveur très-acide, qui devient fort agréable lorsqu'il est dissous dans une grande quantité d'eau. Chauffé à 100°, il perd 2 équivalents d'eau; les 3 équivalents qui restent peuvent être remplacés par 3 équivalents de base pour former des sels : c'est donc un acide tribasique. Chauffé plus fortement, il perd les 3 équivalents d'eau basique, fond, se décompose, jaunit, et laisse dans la cornue fort peu de charbon très-brillant : on trouve dans le récipient une huile qui se détruit bientôt par la seule action de l'eau, et en outre des acides pyrogénés, de l'eau, et de l'acétone (voy. *Action de la chaleur sur cet acide*, p. 353). Il est inaltérable à l'air, très-soluble dans l'alcool, et insoluble dans l'éther; 3 parties d'eau à 18° en dissolvent 4 parties; ce *solutum*, exposé à l'air, se couvre de moisissures en se décomposant. S'il a été fait à froid et qu'on le laisse évaporer lentement, il fournit des cristaux contenant 5 équivalents d'eau; s'il a été obtenu à la température de l'ébullition, les cristaux ne renferment que 4 équivalents d'eau.

L'acide *sulfurique* concentré le décompose à chaud, et donne du gaz oxyde de carbone, de l'acétone, un corps résineux, et un composé d'acides citrique et sulfurique. L'acide *azotique* à chaud le transforme en acide oxalique. Il précipite en blanc les eaux de baryte et de strontiane : un excès d'acide redissout ces citrates. Il neutralise l'eau de chaux sans la précipiter, différant encore par là de l'acide tartrique; mais, si l'on fait bouillir cette dissolution, le citrate calcaire se dépose. Il ne précipite pas non plus les azotates d'argent et de mercure; il trouble, au contraire, l'acétate de plomb. L'on voit, par ce qui précède, que l'acide citrique peut se combiner avec un assez grand nombre de bases ; voici l'ordre d'affinité de plusieurs de ces bases pour cet acide : baryte, strontiane, chaux, potasse, soude, ammoniaque et magnésie. En dissolution, il réduit le chlorure d'or sans dégagement de gaz.

Le chlore gazeux, au soleil, transforme l'acide citrique en un corps huileux, d'une odeur pénétrante, $C^8Cl^8O^3$.

Il sert à faire une *limonade* sèche : pour cela on le broie avec du sucre, et on aromatise le mélange avec un peu d'essence de citron. Lorsqu'on veut s'en servir, on le fait dissoudre dans l'eau. En teinture, on fait usage du jus de citron.

Préparation. On abandonne le suc de citron à lui-même pendant un jour ou deux, pour le débarrasser d'une matière mucilagineuse qui se précipite, ou bien on le fait bouillir avec du blanc d'œuf ; on le décante, on le fait chauffer, et on sature l'acide qu'il contient avec $^1/_{16}$ de son poids de craie finement pulvérisée (carbonate de chaux) ; il se forme du citrate de chaux peu soluble ; on le lave plusieurs fois avec de l'eau chaude, jusqu'à ce que celle-ci sorte incolore ; on le chauffe légèrement avec de l'acide sulfurique affaibli, qui forme avec la chaux un sel peu soluble ; l'acide citrique reste dans la liqueur, et doit être purifié, comme je l'ai dit en parlant de l'acide tartrique. Les meilleures proportions pour opérer la décomposition du sel paraissent être 1 partie de citrate supposé sec, et trois parties d'acide sulfurique à 1,15 de densité. Deux litres de bon jus de citron donnent environ 260 grammes d'acide citrique cristallisé.

Si l'on veut obtenir l'acide citrique des *groseilles à maquereau,* d'après le procédé de M. Thilloy, de Dijon, on écrase ces fruits et on les fait fermenter ; on soumet à la distillation à feu nu pour séparer l'alcool, on retire le marc de l'alambic, et on soumet le liquide à la presse. On projette dans la liqueur encore chaude du carbonate de chaux ; on continue d'en ajouter jusqu'à ce que la liqueur ne fasse plus effervescence : on laisse déposer ; on recueille le citrate de chaux, on le laisse égoutter, et on lave à plusieurs reprises, puis on le soumet à la presse. Le citrate de chaux ainsi obtenu étant encore coloré et mêlé de malate de chaux, on le délaie dans de l'eau pour le convertir en bouillie claire ; on le décompose, à l'aide de la chaleur, par de l'acide sulfurique et avec le double de son poids d'eau. Le liquide qui résulte de ce traitement, et qui est un mélange d'acides sulfurique et citrique, est de nouveau décomposé par le carbonate de chaux : le précipité est recueilli sur un filtre, lavé à grande eau et soumis à la presse, puis il est traité de nouveau par l'acide sulfurique ; la liqueur claire contenant l'acide est décolorée par le charbon animal et soumise à l'évaporation ; quand elle est assez rapprochée, on laisse déposer, on tire à clair, et on porte dans une étuve chauffée à 20° ou 25° ; l'acide fournit alors des cristaux colorés ; on les fait égoutter ; on les purifie par un lavage analogue au ter-

rage des sucres; on les fait redissoudre et cristalliser, et l'on obtient l'acide incolore. Cent parties de groseilles donnent 10 parties d'alcool à 0,928, et 1 partie d'acide citrique cristallisé. L'acide obtenu par ce procédé est revenu, à M. Tilloy, à 12 fr. 96 c. le kilogramme, tandis que celui que l'on trouvait alors dans le commerce valait 29 à 30 fr.

Citrates. — Ils sont tous décomposés par le feu, et fournissent divers produits énumérés aux pages 351 et 353. L'eau dissout les citrates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de magnésie et de fer; tandis que ceux de chaux, de baryte, de strontiane, de zinc, de cérium, de plomb, de mercure et d'argent, sont insolubles ou peu solubles; ils se dissolvent cependant dans un excès d'acide. Les citrates solubles précipitent les sels de plomb neutres; l'ammoniaque dissout le citrate de plomb précipité. Le citrate de soude, exposé à l'action du *chlore,* au soleil, se décompose en chlorure de sodium, en acide carbonique, en bicitrate de soude qui cristallise, et en un corps huileux, qui paraît être un mélange de *chloroforme* et d'un autre composé chloré, $C^5Cl^4O^2$. Le citrate de potasse, traité par le *brome,* a fourni à M. Cahours de l'acide carbonique, du *bromoforme* et du *bromoxaforme* en cristaux, $\doteq HC^6Br^5O^4$.

Composition. L'acide citrique forme, avec les bases, des sels neutres qui contiennent 1 équivalent d'acide citrique et 3 équivalents de base; dans quelques-uns d'entre eux, 1 équivalent de base est remplacé par 1 équivalent d'eau, $2MO, HO, H^5C^{12}O^{11}$. Les citrates basiques renferment 4 équivalents de base.

Le citrate de chaux, préparé comme je l'ai indiqué (voy. p. 352), sert presque exclusivement à la préparation de l'acide citrique; c'est sous cet état que l'on transporte l'acide citrique obtenu dans les pays lointains, et qu'on le décompose selon le besoin.

DES ACIDES DÉRIVÉS DE L'ACIDE CITRIQUE
par l'action de la chaleur.

Par l'action de la chaleur sur l'acide citrique, on obtient, à différentes températures, une série d'acides particuliers fort remarquables.

1° *Acide citridique,* HC^4O^3, HO. — Lorsqu'on chauffe dans une cornue de l'acide citrique, il fond, entre en ébullition, et bientôt on aperçoit dans le col de la cornue des vapeurs blanches accompagnées de gaz inflammables, mais qui, au bout de quelque temps, changent de nature et ne se laissent plus enflammer. Si, à cette époque, on arrête l'opération, et qu'on dissolve le résidu contenu dans la cornue dans 5 parties d'alcool bouillant, et qu'on sature enfin cette dissolution par de l'acide chlor-

hydrique sec, on en retire, par l'addition d'une proportion d'eau suffisante, une grande quantité d'*éther aconitique*. Celui-ci, traité par la potasse caustique, peut être décomposé en aconitate alcalin, lequel, étant à son tour précipité par un sel de plomb, produit l'aconitate de plomb insoluble, que l'on décompose enfin par l'acide sulfhydrique. L'acide ainsi obtenu est en tout semblable à l'acide équisétique retiré de l'*equisetum fluviatile*, et à l'acide aconitique obtenu de l'*aconitum napellus* (voyez p. 375).

2° *Acide pyrocitrique, citricique, itaconique*, $H^2C^5O^3,HO$. — Dans la distillation précédente ou dans celle de l'acide aconitique, il se condense dans le récipient deux liquides, dont le supérieur se mélange parfaitement avec l'eau, tandis que l'autre ne s'y unit que peu à peu, en se prenant en une masse cristalline; on ajoute au mélange de l'eau bouillante en quantité suffisante pour dissoudre le liquide et les cristaux formés, et l'on abandonne la dissolution à l'air; par l'évaporation spontanée, elle dépose, au bout de quelques jours, des cristaux durs et transparents qui constituent l'acide *itaconique*. Il est soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther; chauffé à 120°, il ne perd pas de son poids; à 160°, il fond, et si l'on élève la température, il se décompose. Il précipite les sels acides et basiques de plomb, et communique une teinte rouge aux sels de protoxyde de fer. Les itaconates solubles précipitent au contraire en blanc les sels de sesquioxyde de fer.

3° L'acide *citribique* ou *citraconique*, $H^2C^5O^3$, est obtenu en concentrant, jusqu'en consistance de sirop, les eaux mères provenant de la cristallisation de l'acide itaconique, et en les soumettant à une distillation ménagée; il passe d'abord de l'eau, puis un mélange trouble d'eau et d'acide anhydre, et enfin il distille de l'acide citraconique anhydre, sous forme d'un liquide huileux et limpide légèrement jaunâtre; on l'obtient aussi en décomposant par le feu l'acide lactique anhydre. Chauffé à 212°, il distille sans décomposition; sa densité est de 1,247 à 14°+0. Mélangé avec l'eau, il tombe d'abord au fond; mais par un contact prolongé, il s'y dissout entièrement et s'hydrate; dans ce nouvel état, il peut être obtenu cristallisé. Il est isomère du précédent. Il ne sature qu'un équivalent de base. Le citraconate de baryte est sous forme de paillettes nacrées, insolubles dans l'alcool.

De l'acide malique ou sorbique. $H^4C^8O^8,2HO$.

On trouve cet acide dans les pommes et les poires, dans les prunes sauvages ou prunelles, dans le *sempervivum tectorum*, dans les baies du

sorbier (*sorbus aucuparia*), du sureau noir, d'épine-vinette, et dans les fruits de plusieurs espèces de sumac; il existe aussi, uni à l'acide citrique, dans les framboises et les groseilles, la pulpe des tamarins et les pois chiches; suivant plusieurs chimistes, le pollen du dattier d'Égypte, le suc de l'ananas, et l'agave américaine, en contiennent également. C'est lui qui donne aux fruits la saveur aigre qu'ils ont avant leur maturité.

Il est liquide, transparent, incolore, inodore, cristallisable en mamelons, et doué d'une saveur très-forte qui ressemble à celle des acides citrique et tartrique; il est plus pesant que l'eau. Lorsqu'on chauffe l'acide malique cristallisé, celui qui est formé de 1 équivalent d'acide anhydre et de 2 équivalents d'eau, il entre en fusion vers 83° c.; à 120°, il n'a encore rien perdu de son poids; à 176°, il se décompose complétement en eau et en deux acides pyrogénés; l'un, désigné sous le nom d'acide *maléique*, est plus volatil que l'autre, auquel M. Pelouze a donné le nom d'acide *paramaléique*, et qui est complétement identique avec l'acide fumarique extrait de la fumeterre (*fumaria officinalis*); il ne se dégage aucun gaz, et il n'y a point de charbon mis à nu. Chauffé à 150° seulement, l'acide malique ne donne que de l'acide *paramaléique*; à 200°, il ne fournit que de l'acide *maléique*. Si l'on abandonne pendant quelque temps l'acide malique cristallisé dans un vase exposé à une température de 130° à 140°, il fond, et au bout de quelque temps on voit se former dans le liquide des lamelles cristallines qui font prendre la liqueur en masse; le corps qui se forme ainsi est entièrement composé d'acide paramaléique.

L'acide malique est déliquescent, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; l'acide azotique le transforme en acide oxalique.

Il forme avec les bases des sels que l'on peut considérer, à l'état anhydre, comme formés de 2 équivalents d'oxyde et de 1 équivalent d'acide; il est donc bibasique. Il fournit, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des malates neutres incristallisables, très-solubles dans l'eau, et des malates acides cristallisables. Le malate d'alumine est incristallisable, transparent, gommeux, et inaltérable à l'air. Le malate neutre de magnésie cristallise et se dissout dans 28 parties d'eau à 15°; le malate acide est très-soluble. L'eau de chaux et l'eau de baryte ne *sont pas précipitées par lui*. Le malate de chaux est très-facilement soluble dans un léger excès d'acide, d'où il peut être précipité par l'alcool; il fournit à la longue, s'il est abandonné sous une couche d'eau, de l'acide *succinique* en prismes incolores. On sait que l'asparagine impure, en fermentant, se convertit en succinate d'ammoniaque; d'où l'on est

porté à conclure qu'il existe entre l'asparagine et l'acide malique des rapports remarquables, déjà signalés par M. Piria. L'acide malique ne précipite ni l'azotate de plomb, ni l'azotate d'argent, ni l'azotate de mercure ; il donne, avec le protoxyde de plomb, un malate neutre peu soluble dans l'eau froide, sensiblement soluble dans l'eau bouillante, cristallisant en aiguilles brillantes, nacrées, ayant l'aspect de l'acide benzoïque sublimé; on obtient facilement ce sel en versant une dissolution d'acétate de plomb dans de l'acide malique.

Préparation. On fait bouillir le jus des fruits de sorbier avec du blanc d'œuf; on le filtre et on le neutralise presque avec du carbonate de chaux; on décompose le malate de chaux formé par de l'acétate de plomb, et on le laisse reposer; le malate de plomb se réunit, au bout de quelques minutes, en aiguilles d'un blanc jaunâtre; on le lave avec de l'eau froide : alors on le fait bouillir avec de l'acide sulfurique étendu, qui donne du sulfate de plomb et de l'acide malique; il y a, outre l'excès d'acide sulfurique, une matière colorante, de l'alumine, des acides citrique et tartrique, etc.; on verse sur cette pâte homogène de petites portions de sulfure de baryum dissous, qui transforme le sulfate de plomb en sulfure; on filtre et on sature la liqueur par du carbonate de baryte, qui précipite du citrate et du tartrate de baryte, et qui forme avec l'acide malique du malate soluble; on filtre et on précipite la baryte du malate par l'acide sulfurique faible; on évapore l'acide malique, et lorsqu'on a obtenu un liquide un peu consistant, on le traite par l'alcool, qui dissout l'acide malique sans agir sur le malate de baryte qu'il pourrait contenir. (Liebig, *Ann. de chim.*, avril 1833.)

DES ACIDES DÉRIVÉS DE L'ACIDE MALIQUE
par l'action de la chaleur.

En décomposant l'acide malique par le feu, on obtient deux acides, le maléique et le paramaléique (voy. p. 355).

L'acide *maléique*, HC^4O^3,HO, a été trouvé dans plusieurs végétaux, notamment dans les prêles (*equisetum fluviatile*). Il est sous forme de cristaux prismatiques hydratés, incolores, d'une saveur d'abord acide, puis très-nauséabonde. Il fond vers 130° c., et bout à 160°; alors il se décompose et fournit de l'eau et de l'acide maléique anhydre; il laisse à peine un résidu d'acide paramaléique. Si, au lieu de le chauffer à 160°, on le maintient un peu au-dessous de son point de fusion, il se transforme peu à peu en cristaux d'acide paramaléique, et il n'entre plus en fusion qu'au delà de 200°; on peut également opérer ce changement isoméri-

que, et même plus rapidement, en faisant bouillir l'acide maléique dans un tube très-long et très-étroit, de manière que l'eau qui se dégage soit contrainte de retomber sans cesse sur l'acide; on peut encore opérer la même transformation dans un tube fermé par les deux bouts, où rien n'est dégagé ni absorbé. Projeté sur des charbons ardents, l'acide maléique se décompose sans laisser de résidu; il fournit seulement une fumée blanche acide, très-piquante, qui provoque la toux. Il est inaltérable à l'air; il se dissout dans 2 parties d'eau à $10° + 0$; il est très-soluble dans l'alcool à 40 degrés. Le *solutum* aqueux rougit fortement l'*infusum* de tournesol, et précipite l'acétate de plomb et l'azotate de protoxyde de mercure en blanc. Il ne trouble point l'eau de chaux; il précipite l'eau de baryte, mais le maléate produit se dissout dans une petite quantité d'eau froide.

L'acide maléique est monobasique. Les maléates desséchés ont donc pour formule MO, HC^4O^3. L'acide a, comme on le voit, perdu 1 équivalent d'eau en prenant 1 équivalent de base.

Le maléate de potasse cristallise en petites feuilles de fougère; il est légèrement déliquescent; sa dissolution ne trouble point les sels de fer, de cuivre, de manganèse, de zinc, de nickel ni de cobalt; mais elle précipite les azotates d'argent, de mercure et de plomb : ce dernier maléate est d'abord floconneux; quelque temps après, il se convertit en une gelée demi-transparente comme de l'amidon cuit dans l'eau; enfin, si l'on délaie cette gelée dans l'eau, on finit par obtenir de petites aiguilles nacrées très-brillantes (Pelouze, *Ann. de chim. et de phys.*, mai 1819). La saturation lui fait perdre HO (1 équivalent d'eau).

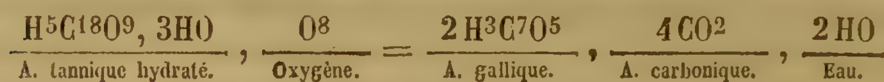
L'*acide paramaléique* ou *fumarique*, HC^4O^3,HO, a été découvert par M. Lassaigne; il est isomère de l'acide maléique. Il existe dans les végétaux, tels que la fumeterre, la mousse d'Islande. Il est en prismes larges, striés, rhomboïdaux ou hexaèdres, d'une saveur acide, ne se dissolvant que dans environ 200 parties d'eau. Il ne précipite pas les eaux de chaux, de baryte et de strontiane; *il précipite l'azotate d'argent en blanc, lors même qu'il est dissous dans plus de* 200,000 *parties d'eau.* Il est monobasique; les paramaléates ont donc pour formule MO,HC^4O^3.

De l'acide tannique (*tannin*). $H^5C^{18}O^9,3HO$.

L'acide tannique, généralement décrit sous le nom de *tannin,* n'a été bien connu que depuis les travaux publiés en 1834 par M. Pelouze. Il existe dans la noix de galle, le cachou, la gomme kino, le sumac, le thé, la plupart des écorces, des fruits, et surtout des péricarpes, dans

quelques racines vivaces, dans les feuilles surtout des arbres et des arbrisseaux.

Il est solide, blanc, spongieux, comme cristallin, très-brillant, inodore, d'une saveur *excessivement astringente ;* il rougit l'*infusum* de tournesol. Chauffé à 210° ou 215°, il se transforme en acide carbonique et en acide *pyrogallique,* et il reste dans la cornue beaucoup d'acide *métagallique* noir ; à 250° c., il fournit de l'eau, de l'acide carbonique, et laisse beaucoup d'acide *métagallique.* Brûlé sur une lame de platine, il ne laisse aucun résidu. Il est très-soluble dans l'eau ; l'alcool et l'éther le dissolvent moins bien, surtout lorsqu'ils sont anhydres ou qu'ils se rapprochent de cet état. Il est inaltérable à l'air quand il est sec ; sa dissolution aqueuse, au contraire, surtout à une température élevée, se transforme à l'air en *acide gallique ;* il y a dans ce cas absorption d'oxygène et séparation d'un volume d'acide carbonique égal au volume d'oxygène absorbé (Pelouze).



$$\underbrace{H^5C^{18}O^9, 3HO}_{\text{A. tannique hydraté.}}, \underbrace{O^8}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{2\,H^3C^7O^5}_{\text{A. gallique.}}, \underbrace{4\,CO^2}_{\text{A. carbonique.}}, \underbrace{2\,HO}_{\text{Eau.}}$$

Dans des vases fermés, cette dissolution se conserve parfaitement. Le chlore la décompose en produisant une teinte brune et un dépôt de la même couleur. Il décompose les carbonates alcalins avec effervescence et donne des *tannates.* Il ne trouble point les sels de protoxyde de fer, tandis qu'il précipite abondamment en bleu foncé les sels de sesquioxyde ; d'après M. Barreswil, le sesquioxyde de fer est en partie réduit, et le précipité est un tannate d'oxyde ferrosoferrique. Il précipite les sels de cinchonine, de quinine, de brucine, de strychnine, de codéine, de narcotine et de morphine, et donne des tannates blancs peu solubles dans l'eau et très-solubles dans l'acide acétique ; s'il est concentré, il est abondamment précipité en bleu par les acides chlorhydrique, azotique, phosphorique et arsénique, tandis que les acides oxalique, tartrique, lactique, acétique, citrique, succinique, sulfureux et sélénieux, ne le troublent point. Il donne, avec une dissolution de *gélatine,* un précipité grisâtre très-élastique, soluble à chaud dans la liqueur qui le surnage, si la dissolution gélatineuse est en excès : ce précipité ne constitue pas le cuir, comme on l'a cru jusqu'à présent ; celui-ci est en effet formé de tannin et de peau.

L'acide *azotique* chauffé avec l'acide tannique le décompose avec dégagement de gaz bioxyde d'azote, et il se produit beaucoup d'acide oxalique.

Préparation de l'acide tannique. On prend une allonge longue et étroite, reposant sur une carafe ordinaire, et terminée à sa partie supérieure par un bouchon de cristal; on introduit d'abord une mèche de coton dans la douille de l'allonge, et par-dessus de la *noix de galle* réduite en poudre fine; on comprime très-légèrement cette poudre, et lorsque son volume est égal à la moitié de la capacité de l'allonge, on achève de remplir celle-ci avec de l'éther sulfurique du commerce, qui contient 10 pour 100 d'eau; on bouche imparfaitement l'appareil et on l'abandonne à lui-même. Le lendemain on trouve dans la *carafe* deux couches de liquide bien distinctes, l'une très-légère, l'autre plus dense, de couleur ambrée et sirupeuse; on les sépare dans un entonnoir dont on tient le bec bouché avec le doigt; on laisse tomber la couche plus pesante, celle qui contient la majeure partie de l'acide *tannique*, dans une capsule, puis on la porte dans une étuve ou sous le récipient de la machine pneumatique; l'éther s'évapore, et l'on obtient une masse jaune, boursouflée, très-poreuse, qui retient avec opiniâtreté une petite quantité d'éther. On la purifie en la dissolvant dans l'eau et en la faisant évaporer dans le vide sur de l'acide sulfurique. Cent parties de noix de galle cèdent à l'éther de 35 à 40 parties d'acide (*Annales de chimie et de physique*, décembre 1833). Il faut remarquer que l'éther ne séparerait point l'acide tannique, si, au lieu d'agir comme je l'ai dit, on opérait dans des vases ordinaires, parce qu'alors le liquide dense resterait caché au milieu de la poudre de noix de galle.

M. Guibourt, s'étant assuré que l'éther du commerce peut contracter une combinaison avec l'acide tannique, lui a substitué avec avantage un mélange de 20 parties d'éther *anhydre* et d'une partie d'alcool contenant 69 centièmes d'alcool absolu.

D'après les observations faites par M. Henry, l'acide tannique pur, dissous dans l'eau, pourrait être employé avec avantage, sous le nom de *liqueur alcalimétrique*, pour déterminer la proportion de quinine, de cinchonine, et de beaucoup d'autres alcaloïdes, contenue dans certains végétaux (voy. *Journal de pharmacie*, août 1834).

Tannates. — Les tannates de potasse, de soude, et d'ammoniaque, sont cristallisables et solubles dans une grande quantité d'eau; les autres sont insolubles. Les premiers précipitent les sels de sesquioxyde de fer en noir bleuâtre foncé; le *tannate de sesquioxyde de fer* constitue réellement l'encre, puisqu'elle ne renferme pas de gallate de fer. Mélangés avec une dissolution de gélatine, ils n'y occasionnent aucun trouble; mais si l'on ajoute un acide étendu, il se forme aussitôt un précipité floconneux. Exposés à l'influence simultanée de l'oxygène et d'un alcali,

ils sont tous décomposés et transformés en une matière colorante rouge qui n'a pas été examinée.

DES ACIDES DÉRIVÉS DE L'ACIDE TANNIQUE
par l'action de l'air ou de la chaleur.

Ces acides sont l'acide gallique, l'acide ellagique, l'acide pyrogallique, et l'acide métagallique.

De l'acide gallique. $HC^7O^5, 2HO, HO$.

L'acide gallique ne paraît pas préexister dans la noix de galle; il semble être le produit de l'action de l'air humide sur l'acide tannique qu'elle renferme. Il cristallise en longues aiguilles soyeuses, blanches, brillantes, d'une saveur légèrement acidule et styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol.

Lorsqu'on expose les cristaux d'acide gallique à la température de 100° c., ils subissent une espèce d'efflorescence, perdent un équivalent d'eau, et fondent à 185°; chauffé pendant longtemps à cette température, il est décomposé en acide carbonique et en acide *pyrogallique,* qui se sublime sous forme de lames cristallines d'une blancheur éclatante; il ne se produit ni de l'eau ni des matières empyreumatiques, et il n'y a pas de résidu pondérable dans la cornue. A 240° ou 250°, il se forme de l'acide carbonique, de l'eau, et un peu d'acide pyrogallique; et il reste dans la cornue de l'acide *métagallique* noir : on voit que ce sont les mêmes produits que ceux qui proviennent de la décomposition de l'acide tannique, si ce n'est qu'à la température de 215°, l'acide gallique ne fournit point d'acide *métagallique.*

A la température ordinaire, l'air ne fait éprouver aucune altération à l'acide gallique solide. Il est soluble dans 100 parties d'eau froide et dans 3 d'eau bouillante; l'alcool en dissout davantage, et l'éther moins que l'alcool. Dissous dans l'eau et abandonné à lui-même en vaisseaux clos, il n'éprouve aucun changement; s'il a le contact de l'air, au contraire, il s'altère en donnant des moisissures, et une matière noire que Doebereiner considère comme de l'acide ulmique. Il se dissout à chaud dans l'acide sulfurique concentré, et donne une liqueur rouge dont l'eau froide précipite des cristaux de même couleur, $H^2C^7O^4$, ne différant par conséquent de l'acide gallique cristallisé que par deux équivalents d'eau. La dissolution aqueuse d'acide gallique forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des sels incolores, à moins qu'ils n'aient le con-

tact de l'oxygène, car alors ils acquièrent une couleur brune très-foncée. Il donne avec les eaux de baryte, de strontiane et de chaux, des précipités blancs qui se redissolvent dans un excès d'acide et cristallisent en aiguilles satinées inaltérables à l'air ; ces trois gallates prennent des couleurs très-variées, depuis le vert jusqu'au rouge foncé, et se détruisent quand on les expose à l'action simultanée de l'air et d'un excès de base. Il ne trouble pas la dissolution des sels à base d'alcalis végétaux. Il fait naître dans les sels solubles de plomb un précipité blanc dont l'air n'altère pas la couleur. Il colore en bleu foncé le sulfate de sesquioxyde de fer ; si la dissolution du sel de fer est concentrée, il se produit un précipité bleu foncé, beaucoup plus soluble que le tannate de sesquioxyde de fer, et qui se dissout lentement à froid dans la liqueur au milieu de laquelle il s'est formé ; celle-ci se décolore complétement au bout de quelques jours. Les usages de l'acide gallique *pur* sont peu nombreux ; on s'en sert pour faire reparaître les caractères de l'écriture effacée avec le chlore (voy. mon *Traité de médecine légale*, tome III, 4e édit., à l'article *Falsification des actes*).

Préparation. M. Liebig conseille, pour obtenir l'acide gallique, de précipiter à froid, par l'acide sulfurique, une dissolution d'acide tannique pur, ou bien un extrait concentré de noix de galle, fait avec de l'eau froide ; on lave la bouillie obtenue avec de l'acide sulfurique étendu ; on l'exprime encore humide, et on l'introduit dans l'acide sulfurique étendu (1 partie d'acide pour 2 parties d'eau). Après avoir fait bouillir pendant quelques minutes, on laisse refroidir la dissolution, qui donne des cristaux d'acide gallique que l'on purifie par une nouvelle cristallisation.

Gallates. — L'acide gallique, en se combinant avec les bases, donne naissance à des sels qui se distinguent par la facilité avec laquelle ils absorbent l'oxygène en présence d'un excès d'alcali. Le gallate de potasse, $KO, 3H^3C^7O^5$, est floconneux. Le gallate d'ammoniaque peut être représenté par $H^3AzHO, 2H^3C^7O^5, HO$. Le gallate de plomb, blanc, floconneux, chauffé, devient cristallin et jaunâtre ; dans cet état, il a pour formule $2PbO, HC^7O^3$. On voit que souvent, dans les gallates, la formule de l'acide est HC^7O^3, ce qui tend à faire croire que telle est la composition de l'acide gallique anhydre, et que l'acide hydraté doit être représenté par $HC^7O^3, 2HO, HO$ (2 équivalents d'eau basique et 1 équivalent d'eau de cristallisation).

De l'acide ellagique. $H^2C^{14}O^7,3HO$.

Il forme quelquefois les concrétions connues sous le nom de *bézoards*. Il est solide, pulvérulent ou cristallin, insipide, d'un blanc un peu fauve; il rougit à peine la teinture de tournesol. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il perd 2 équivalents d'eau, à 120°, puis se décompose, laisse du charbon, et exhale une vapeur jaune qui se condense en cristaux aciculaires transparents, de couleur jaune verdâtre. Il est à peine soluble dans l'eau bouillante. L'acide azotique finit par le transformer en acide oxalique. L'acide sulfurique froid le dissout sans l'altérer. Sous la double influence de l'air et des alcalis, il se décompose, se colore, et donne l'acide *glaucomélanique*. Il sature les bases, et donne des ellagates qui ont pour formule, $MO,H^2C^{14}O^7$. On l'obtient en exposant un mélange de noix de galle pulvérisée et délayée avec un peu d'eau, à une température suffisante pour développer la fermentation alcoolique; on exprime la masse, et on traite le marc par l'eau bouillante; on passe la liqueur à travers un linge : cette liqueur, trouble et laiteuse, laisse déposer une poudre blanche, semblable à l'amidon, formée principalement par l'acide *ellagique*. On délaie cette poudre dans une dissolutiou de potasse, qui se combine avec l'acide, puis on verse de l'acide acétique : celui-ci s'empare de la potasse, et l'acide ellagique est précipité. Il suffit de le laver pour l'avoir pur. Grischon a trouvé l'acide ellagique dans la racine de tormentille.

De l'acide métagallique. $H^2C^6O^2$.

L'acide métagallique, décrit pour la première fois en 1834 par M. Pelouze, s'obtient en décomposant, à la température de 250°, les acides tannique ou gallique; il reste alors dans la cornue; il est également le résultat de la décomposition de l'acide pyrogallique, qui, à la température de 250°, se dédouble en eau et en acide métagallique:



$$\underbrace{H^3C^6O^3}_{\text{A. pyrogallique.}} = \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}, \underbrace{H^2C^6O^2}_{\text{A. métagallique.}}$$

Il est sous forme d'une masse noire très-brillante, insipide, insoluble dans l'eau. Il dégage avec effervescence l'acide carbonique des carbonates de potasse et de soude. Il se dissout dans la potasse, la soude et l'ammoniaque, et forme des métagallates décomposables par les

cides, qui en précipitent l'acide métagallique noir et floconneux. Le métagallate de potasse précipite en noir les sels de plomb, de fer, de uivre, de magnésie, de zinc, d'argent, de chaux, de baryte et de strontiane.

De l'acide pyrogallique. $H^5C^6O^5$.

L'acide pyrogallique, découvert par Braconnot, est le résultat de la lécomposition de l'acide gallique par le feu, à la température de 185°. I importe d'opérer dans une cornue placée dans un bain d'huile, et de s'assurer, à l'aide d'un thermomètre, que la chaleur n'est guère plus levée; autrement il ne se sublimerait que fort peu d'acide pyrogallique, et il se formerait de l'acide *métagallique*. M. Stenhouse préfère lécomposer l'extrait aqueux de noix de galle par le feu, dans un appareil semblable à celui qui fournit l'acide benzoïque en chauffant un baume. L'acide pyrogallique est en lames ou en aiguilles très-allongées, blanches comme la neige, d'une saveur fraîche et amère, ne rougissant pas le tournesol, s'il est pur; il fond vers 115° et bout à 210°. A 250°, il noircit fortement, et donne de l'eau et de l'acide métagallique. Il est très-soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther; sa dissolution aqueuse, exposée à l'air, se colore et dépose de l'acide ulmique; il ne perd pas d'eau en s'unissant aux bases. Il forme des sels solubles avec la potasse, la soude, l'ammoniaque, la baryte et la strontiane; ces pyrogallates ne se colorent que sous l'influence de l'oxygène. Il produit, avec un *solutum* de sulfate de protoxyde de fer, une couleur indigo foncé, sans donner de précipité. Le sulfate de sesquioxyde de fer est instantanément ramené par lui à l'état de sulfate de protoxyde, et la liqueur prend une très-belle teinte rouge, sans précipitation aucune, et sans qu'il y ait formation d'acide carbonique, comme cela a lieu avec les acides tannique et gallique.

De l'acide lactique. $H^5C^6O^5,HO$.

L'acide lactique, découvert par Scheele en 1780, décrit depuis par Braconnot sous les noms d'acides *nancéique* et *zumique*, a été l'objet d'un travail intéressant publié en 1833 par MM. Gay-Lussac et Pelouze. On l'a retiré du jus de betteraves, du riz, de la noix vomique, et de plusieurs autres matières végétales, ainsi que des muscles (1), du sang, de l'urine,

(1) L'acide lactique retiré des muscles donne avec l'oxyde de zinc et la chaux des sels contenant, le premier, 2 équivalents, et le second, 4 équivalents d'eau;

du lait, du suc gastrique, du jaune d'œuf, etc. Sans pouvoir affirmer qu'aucune de ces substances ne contient de l'acide lactique tout formé, je dirai cependant que l'acide que l'on extrait de la plupart d'entre elles est évidemment le résultat de la fermentation lactique qu'elles ont éprouvée (voy. *Fermentation lactique*): ainsi, que l'on expose à l'air, pendant quelques jours, de l'orge germée et humectée ou des betteraves, l'albumine de ces matières développera la fermentation *lactique*, aux dépens de l'amidon, de l'orge, ou du sucre de la betterave; d'un autre côté, le lait, les liquides de l'estomac, éprouvent aussi cette fermentation, à l'aide du caséum altéré ou de certaines matières azotées qui agissent sur le sucre de lait, sur l'amidon, etc.

L'*acide lactique hydraté* est incolore, de consistance sirupeuse, inodore, d'une saveur fortement acide, et d'une densité de 1,215 à la température de 20°,5. Chauffé à 130°, s'il est concentré, il perd l'équivalent d'eau et devient anhydre, $H^5C^6O^5$, très-amer, et soluble dans l'alcool en toutes proportions; cependant il distille, quoique très-lentement, de l'acide lactique étendu; on produit beaucoup plus d'acide lactique anhydre, quand la température est à 180° ou à 200°. Si on chauffe l'acide anhydre à 250° ou à 260°, on obtient du gaz oxyde de carbone mélangé, vers la fin de l'opération, de quelques centièmes d'acide carbonique, et dans le récipient de l'aldéhyde, de la *lactide*, $H^4C^6O^4$ (voy. pag. 112), de l'acide *citraconique*, et un peu d'acide lactique. M. Gerhardt n'a pas constaté dans le produit liquide du récipient la *lactone* et l'*acétone*, signalées par M. Pelouze.

Exposé à l'air, il en attire l'humidité. L'eau et l'alcool le dissolvent en toutes proportions; il est moins soluble dans l'éther. L'acide azotique concentré bouillant le transforme en acide oxalique. Il ne trouble point les eaux de chaux, de baryte ni de strontiane. Il dissout le phosphate de chaux; il dégage l'acide acétique de l'acétate de potasse, à la température de l'ébullition; il précipite à froid l'acétate de magnésie, avec dégagement d'acide acétique; le lactate précipité est blanc et grenu; il précipite aussi la dissolution *concentrée* d'acétate de zinc; il coagule l'albumine et le lait bouillant, lorsqu'il est employé en très-petite proportion.

Si l'on distille de l'acide lactique avec du chlorure de sodium, de l'acide sulfurique et du bioxyde de manganèse, le *chlore* produit trans-

---

tandis que les lactates de zinc et de chaux ordinaires cristallisent avec 3 et 5 équivalents d'eau.

forme l'acide lactique en *perchlorure* de *formyle ;* si le chlore est moins abondant, il se forme principalement de l'*aldéhyde ;* on peut également obtenir un liquide incolore, semblable au *chloral* (Woehler, *Journ. de pharm.,* juillet 1849).

Préparation. On fait fermenter plusieurs centaines de litres de jus de betteraves à une température de 25° à 30° centigr.; au bout d'environ deux mois, quand le liquide a repris sa fluidité, on l'évapore jusqu'en consistance de sirop; on traite celui-ci par l'alcool, qui dissout l'acide lactique; on évapore le *solutum* filtré, et l'extrait obtenu est traité par l'eau, qui dissout l'acide; on sature la dissolution aqueuse par le carbonate de zinc, qui forme du lactate de zinc, soluble dans la masse d'eau sur laquelle on opère; on filtre, et on fait cristalliser le lactate de zinc : celui-ci est chauffé avec de l'eau et du charbon animal pur; on filtre de nouveau la liqueur bouillante, et par le refroidissement on obtient des cristaux très-blancs de lactate de zinc; on les lave avec de l'alcool bouillant, qui ne les dissout pas, puis on les traite successivement par la baryte et par l'acide sulfurique; l'acide lactique séparé est ensuite concentré dans le vide et agité avec de l'éther sulfurique, qui le dissout et en sépare quelques traces de matière floconneuse.

On peut aisément retirer l'acide lactique, par un traitement analogue, de toutes les substances qui le contiennent, telles que le lait, la choucroûte, etc.

Des lactates.

Lactate de chaux. Il est en aiguilles blanches, très-solubles dans l'eau bouillante et dans l'alcool chaud. — *Lactate de cuivre.* Il est en prismes à 4 pans bleus, efflorescents, insolubles dans l'alcool; chauffé, il se décompose, et donne, dans la première période, de l'acide carbonique et de l'aldéhyde volatils, et il reste dans la cornue du cuivre et de l'acide lactique anhydre; dans la seconde période, celui-ci se décompose à 250° ou 260°, comme s'il était seul. — *Lactate de zinc.* Il est en prismes à 4 pans blancs, peu solubles dans l'eau froide, beaucoup plus solubles dans l'eau bouillante, insolubles dans l'alcool. — *Lactate de magnésie.* Il est en petits cristaux blancs très-brillants, légèrement efflorescents, solubles dans 30 fois leur poids d'eau. — *Lactate de manganèse.* Il est en prismes tétraèdres, blancs ou légèrement rosés, efflorescents. — *Lactate de protoxyde de fer.* Il en aiguilles tétraédriques blanches, peu solubles, inaltérables à l'air, à moins qu'il ne soit dissous, car alors il passe à l'état de *lactate de sesquioxyde,* qui est brun et déliquescent; ce sel,

fort employé aujourd'hui en médecine, est fréquemment mélangé de sulfate de fer par une fraude qu'il est facile de découvrir en versant quelques gouttes d'une dissolution d'un sel de baryte dans un *solutum* du produit suspect; s'il est impur, on obtient un précipité blanc insoluble dans l'acide azotique. (Voyez, pour plus de détails, le n° d'avril des *Ann. de chim. et de phys.*, 1833.)

Acide lactique anhydre, $H^5C^6O^5$. — Il est solide, fusible, très-peu soluble dans l'eau, facilement soluble dans l'alcool et l'éther. L'eau ou l'air humide le transforment en acide lactique hydraté. Il se combine avec le gaz ammoniac, et forme $H^3Az, H^5C^6O^5$. On obtient l'acide anhydre en chauffant l'acide liquide à 130°.

De l'acide sylvique. $H^{29}C^{40}O^3,HO$.

Il existe dans la colophane de térébenthine distillée. Il est sous forme de lames rhomboïdales, incolores, insolubles dans l'eau, solubles dans l'éther et dans l'alcool à 60 degrés. Il forme, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des sels solubles et incristallisables. On l'obtient en traitant la colophane par l'alcool à 60 degrés, qui dissout cet acide sans agir sur les acides pinique et pimarique; il se dépose de l'alcool par le refroidissement.

De l'acide pinique.

Il constitue la partie amorphe de la colophane, celle qui n'a pas été dissoute par l'alcool. Il a la plus grande analogie avec l'acide sylvique.

De l'acide pimarique. $H^{30}C^{40}O^4$.

Il existe dans la colophane du *pinus maritima*. Il est en prismes à base rectangulaire ou en prismes droits à six pans. Il fond à 125°; il se dissout dans l'alcool bouillant et surtout dans l'éther. Distillé, il donne de l'acide sylvique et de la *pimarone,* substance huileuse, $H^{28}C^{40}O^2$. Si, après avoir été dissous dans l'acide sulfurique, on le précipite par l'eau, il s'hydrate et donne l'acide *hydropimarique,* $H^{30}C^{40}O^4,HO$. L'acide azotique le transforme en acide *azomarique,* $H^{26}C^{40},2AzO^4,O^8$.

De l'acide abiétique.

Il existe dans la térébenthine du sapin argenté; il est résineux; il rou-

git le tournesol, et se dissout en toutes proportions dans l'alcool, l'éther et le naphte. Il peut neutraliser les alcalis.

De l'acide copahuvique.

Il fait partie du baume de copahu. Il est inodore, soluble dans l'alcool et dans l'éther; il forme, avec les bases, des sels solubles dans ces deux liquides.

De l'acide méconique. $HC^{14}O^{11}$, 3HO, 6HO.

Il existe dans l'opium, uni sans doute aux alcalis que ce suc renferme. Il est cristallisé en paillettes nacrées, douces au toucher, d'une saveur acide et astringente; il est peu soluble dans l'eau froide, mais il se dissout bien dans 4 parties d'eau bouillante. Il est soluble aussi dans l'alcool. Il est décomposé par l'acide chlorhydrique et par tous les acides étendus d'eau, aidés de l'action de la chaleur de l'ébullition; alors il se dégage de l'acide carbonique, et il reste de l'acide *coménique.* Dissous dans l'eau, si on le fait bouillir, il subit la même décomposition. Il perd les 6 équivalents d'eau de cristallisation à 100°; si on le chauffe plus fortement, il se décompose, et donne 2 équivalents d'eau, 2 d'acide carbonique, de l'acide *coménique*, et de l'acide *pyroméconique,* qui se sublime. Il ne précipite point les dissolutions de sesquioxyde de fer, mais il les fait *passer au rouge intense.* Il forme avec les bases terreuses et métalliques des méconates peu solubles. Il résiste fortement à l'action de l'acide sulfurique concentré, qui ne le décompose qu'après une ébullition prolongée; l'acide azotique, au contraire, réagit sur lui et le change en acide oxalique. Il donne avec la morphine un sel soluble. Il est tribasique; ainsi il donne avec la potasse trois méconates, dont l'un contient 3 équivalents de potasse, l'autre 2 équivalents et 1 équivalent d'eau, et le dernier 1 équivalent de potasse et 2 équivalents d'eau. Le méconate d'argent a pour formule 3 AgO, $HC^{14}O^{11}$.

Préparation. On verse du chlorure de calcium dans un *solutum* aqueux d'opium ou d'extrait d'opium, et l'on obtient un *précipité* d'un brun plus ou moins foncé, composé de *méconate* et de *sulfate de chaux;* le liquide renferme du chlorhydrate de morphine, etc., d'où il suit que le méconate et le sulfate de morphine de l'opium ont été décomposés. Le précipité, lavé d'abord avec de l'eau, puis avec de l'alcool, est délayé dans 10 parties d'eau à 90°; on agite vivement, et on ajoute peu à peu autant d'acide chlorhydrique pur qu'il en faut pour dissoudre tout le

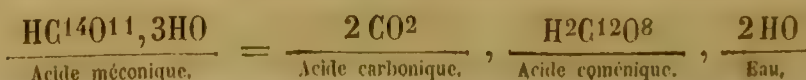
méconate de chaux ; il reste du sulfate de chaux indissous ; on filtre sur un papier lavé à l'acide chlorhydrique, et l'on obtient par refroidissement du *biméconate de chaux* en cristaux légers et nacrés ou en petites aiguilles brillantes : on le comprime et on le fait dissoudre dans de l'eau à 90°, puis on chauffe de nouveau pendant quelques instants, en évitant d'élever la température jusqu'à 100° ; on laisse refroidir. Ce traitement a eu pour objet d'enlever la chaux au biméconate ; en sorte que, si l'acide employé a été suffisant, il doit se précipiter de l'*acide méconique* après le refroidissement. On aura atteint le but, si ce précipité cristallin ne laisse aucun résidu lorsqu'on le brûle sur une lame de platine ; alors on jette l'acide méconique cristallisé sur un filtre lavé à l'acide chlorhydrique, et on l'arrose à plusieurs reprises avec un peu d'eau distillée, pour le débarrasser de l'acide chlorhydrique dont il est imprégné ; on dissout ensuite les cristaux dans de l'eau pure et chaude, et on obtient de l'acide méconique couleur de bois ; on délaie ces cristaux micacés dans 3 ou 4 parties d'eau froide, puis on les sature par $^{55}/_{100}$ de leur poids de potasse caustique étendue. On dissout dans l'eau chaude le méconate de potasse en bouillie résultant de cette saturation, et on laisse refroidir ; la masse qui se dépose est fortement pressée, redissoute de nouveau dans l'eau, et comprimée encore après le refroidissement : le méconate de potasse est alors très-blanc. On agit sur ce sel avec l'acide chlorhydrique, comme je l'ai dit pour le méconate de chaux ; et, si l'on a eu soin d'éviter, à chaque dissolution, une forte élévation de température, on obtient du chlorure de potassium et de l'acide méconique pur. (Robiquet, *Ann. de chim.*, novembre 1832.)

DES ACIDES DÉRIVÉS DE L'ACIDE MÉCONIQUE
par l'action de la chaleur.

Ces acides sont les acides *coménique* et *pyroméconique.*

Acide coménique. $H^2C^{12}O^8,2HO$.

On l'obtient en faisant bouillir l'acide méconique avec de l'eau, ou mieux en portant à l'ébullition un mélange d'acide méconique ou d'un méconate et d'eau acidulée ; il se dégage de l'acide carbonique, et, par le refroidissement de la liqueur, il se dépose des cristaux grenus un peu colorés d'acide coménique :



$$\underbrace{HC^{14}O^{11},3HO}_{\text{Acide méconique.}} = \underbrace{2CO^2}_{\text{Acide carbonique.}}, \underbrace{H^2C^{12}O^8}_{\text{Acide coménique.}}, \underbrace{2HO}_{\text{Eau.}}$$

Il se produit encore de l'acide coménique lorsqu'on décompose l'acide méconique par le feu. Il est blanc, cristallisable, soluble dans 16 parties d'eau bouillante; la dissolution décompose les carbonates alcalins et rougit les sels de sesquioxyde de fer. A 266°, il fournit de l'acide *paracoménique*, son isomère; une autre portion se décompose en eau, en acide carbonique, et en acide *pyroméconique*. Avec les bases, il forme des sels à 2 équivalents de base.

De l'acide pyroméconique. $H^3C^{10}O^5,HO$.

Il résulte de la distillation sèche de l'acide méconique, et plus particulièrement de celle de l'acide coménique. Il est en tables à quatre pans, à base rhombe, ou en octaèdres allongés, incolores, et doués d'un grand éclat; sa saveur est amère et styptique. Il fond entre 120° et 125°, et se sublime ensuite sans résidu. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool; il rougit les sels de fer, mais il réduit les sels d'or. Dans les sels, il n'y a qu'un équivalent de base.

De l'acide succinique. $H^4C^8O^6,2HO$.

L'acide succinique se trouve dans le succin et dans quelques térébenthines; il se produit pendant la fermentation de l'asparagine impure et du malate de chaux, et par l'action de l'acide azotique sur l'acide butyrique (1 partie et 2 d'acide azotique de 1,40 de densité) (voy. *Fermentation succinique*). Il cristallise en prismes droits terminés par quatre facettes placées sur les angles latéraux; il est incolore, transparent, doué d'une saveur légèrement acide et âcre; il rougit l'*infusum* de tournesol. A 140°, il perd un équivalent d'eau, puis se sublime en cristaux d'une grande blancheur; dans cet état, il retient encore de l'eau, dont on ne peut le débarrasser qu'en le distillant à plusieurs reprises sur de l'acide phosphorique anhydre (Félix d'Arcet). Il est soluble dans 5 parties d'eau froide, dans 2 d'eau bouillante, et dans 1 partie et demie d'alcool bouillant. Il est inaltérable à l'air. Il fournit un éther avec l'alcool vinique. Il n'est détruit ni par le chlore, ni par l'acide azotique, ni par l'acide sulfurique ordinaire; mais si l'on fait passer des vapeurs d'acide sulfurique anhydre sur l'hydrate d'acide succinique, il se produit de l'acide *sulfosuccinique*, ayant pour formule, dans le sel de plomb, $H^2C^8S^2O^{10},4PbO$. Il forme avec la potasse un sel déliquescent. Les succinates de soude, d'ammoniaque, de magnésie, d'alumine et de zinc, sont solubles et précipitent les sels de sesquioxyde de fer

en rouge pâle ; ceux de baryte, de strontiane, de chaux, de plomb, de cérium et de cuivre, sont insolubles ou peu solubles. L'acide succinique et les succinates de potasse ou de soude précipitent les sels de sesquioxyde de fer, et ne précipitent pas ceux de protoxyde de manganèse, en sorte qu'on s'en sert pour séparer ces deux oxydes. En distillant du succinate de chaux, M. F. d'Arcet a recueilli une substance huileuse qu'il croit être la *succinone,* analogue à l'acétone. Le même chimiste, en traitant l'acide succinique anhydre par le gaz ammoniac sec, a obtenu la *succinamide* (voy. *Amides*)*;* ces produits sont sans usages.

Préparation. On introduit du succin (ambre) dans une cornue dont le col se rend dans une allonge à laquelle on adapte un ballon tubulé; on chauffe modérément la cornue; le succin se ramollit et entre en fusion; il se dégage une très-petite quantité d'huile fluide et peu colorée, et au bout de plusieurs heures, on voit paraître des aiguilles d'acide succinique; on élève davantage la température, alors la masse se boursoufle considérablement, et il se vaporise plus d'acide; quelque temps après, elle s'affaisse d'elle-même, et il ne se forme plus d'acide; on suspend l'opération, et on purifie le produit. Si, à cette époque, on continuait encore la distillation, on obtiendrait une huile très-brune, visqueuse et comme onguentacée; enfin, si on faisait rougir le fond de la cornue, il se sublimerait dans le col, et même dans le ballon, une substance jaune de la consistance de la cire (MM. Robiquet et Colin).

On purifie l'acide succinique huileux en le dissolvant dans de l'eau chaude, en saturant la dissolution par la potasse, et en la faisant bouillir avec du charbon, qui s'empare de la matière huileuse; on filtre et on traite le succinate de potasse par l'azotate de plomb; il se précipite du succinate de plomb, que l'on décompose par l'acide sulfurique.

On peut encore obtenir de l'acide succinique en traitant l'acide stéarique par l'acide azotique, à l'aide d'une ébullition prolongée; il se forme en même temps de l'acide subérique, qui se dépose, tandis que l'acide succinique reste en dissolution dans les eaux mères, d'où on l'obtient facilement par l'évaporation.

L'acide succinique du commerce est souvent falsifié avec de l'acide tartrique, du sulfate de potasse ou du sel ammoniac, mêlés d'huile de succin. S'il est pur, il doit se volatiliser en entier lorsqu'on le chauffe dans une cuiller, et il ne doit pas dégager d'ammoniaque quand on le mêle avec de la chaux.

Le *sel du succin* du commerce n'est que du sulfate acide de potasse imprégné d'huile de succin. Les *succinates solubles* se préparent directement.

De l'acide valérianique ou valérique. $H^9C^{10}O^3,HO$.

On le retire de la racine de valériane (*valeriana officinalis*) et des baies du *viburnum opulus*; on le croit identique avec l'acide phocénique. On le trouve mêlé avec l'acide butyrique dans les farines avariées, dans certains fromages, et dans d'autres matières végétales et animales qui ont été spontanément décomposées. M. Salvetat pense en avoir obtenu d'une matière infecte fournie par le carthame. MM. Dumas, Gerhardt, Cahours, et en dernier lieu M. Thirault, se sont demandés si l'acide valérianique que l'on obtient avec la racine de valériane préexiste dans cette racine, ou bien s'il ne serait que le produit de l'oxydation de l'essence de valériane contenue dans cette racine; on sait qu'il se forme en traitant par les alcalis hydratés l'alcool amylique (huile de pommes de terre), l'huile de camomille romaine, l'indigo, le lycopode, etc. M. Thirault ne balance pas à trancher la question, après s'être livré à des recherches nombreuses (thèse soutenue à l'École de pharmacie le 27 août 1850): suivant lui, l'acide valérianique ne préexiste pas dans la racine de valériane, il n'est que le produit de l'oxydation de l'essence; cette oxydation a lieu aux dépens de l'oxygène de l'air, et se trouve facilitée par la présence de l'eau et des alcalis; ainsi



$$\underbrace{H^{10}C^{10}O^2, 2O}_{\text{Essence de valériane.}} = \underbrace{H^9C^{10}O^3HO.}_{\text{Acide valérianique.}}$$

L'acide valérianique est liquide, oléagineux, très-fluide, d'une odeur pénétrante de valériane, d'une saveur âcre et piquante, avec un arrière-goût douceâtre; il développe sur la langue une tache blanche. Il est soluble dans 30 parties d'eau à 12°, et très-soluble dans l'alcool et l'éther; sa densité est de 0,937. Il bout à 175° s'il est monohydraté, et à 130° s'il est trihydraté; il est inflammable, et brûle avec une flamme fuligineuse. Si l'on fait chauffer sa vapeur à travers un tube chauffé au rouge obscur et renfermant des fragments de pierre ponce, il fournit une quantité considérable de gaz contenant, outre l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone et un peu d'hydrogène, plusieurs carbures d'hydrogène, tels que le *propylène,* H^6C^6, l'*éthylène,* H^4C^4, et peut-être le *butylène,* H^8C^8. Il se congèle à — 18° s'il est trihydraté. Le chlore lui enlève une certaine quantité d'hydrogène, auquel il se substitue en produisant deux acides, l'acide *chlorovalérisique,* $H^6C^{10}Cl^3O^3,HO$, et l'acide *chlorovalérosique,* $H^5C^{10}Cl^4O^3,HO$. L'a-

cide sulfurique le charbonne et dégage de l'acide sulfureux. L'acide azotique, au contraire, ne lui fait subir aucune modification.

Avec les bases, il forme des *valérianates* qui sont pour la plupart solubles, qui offrent l'odeur de la valériane, et dont la saveur est d'abord styptique, puis sucrée. Les valérianates alcalins et terreux, décomposés par le feu, donnent de l'aldéhyde amylique; le valérianate de chaux fournit la *valérone,* et celui de baryte le *valéral* (voyez *Essence de rue*). Le *valérianate de quinine* cristallise en octaèdres formés d'un équivalent d'acide, d'un de base, d'un d'eau de cristallisation et d'un d'eau de composition; à 90°, il perd 1 équivalent d'eau; il est très-soluble dans l'alcool. Le *valérianate de zinc* est en paillettes semblables à celles de l'acide borique, fusibles à 140°, inaltérables à l'air, solubles dans l'eau et dans l'alcool. Les valérianates de cadmium et d'argent peuvent aussi être obtenus cristallisés.

L'acide valérianique a été recommandé comme caustique dans le scorbut, la stomatite, etc.; aspiré pur, en vapeurs, par les fosses nasales, il agit comme sédatif dans l'hystérie. Le valérianate d'ammoniaque a été employé comme sudorifique dans le *delirium tremens.* Le valérianate de zinc a été donné avec succès en pilules à la dose de 75 milligr. par jour dans diverses affections névralgiques, et notamment dans les maladies sus et sous-orbitaires. Le valérianate de fer a été utile contre la chlorose avec perturbation nerveuse. Le valérianate de quinine peut remplacer le sulfate de quinine, comme fébrifuge; il fatigue moins l'appareil digestif, et cause moins de désordres nerveux, de surdité, etc. (Voy. le mémoire du prince Louis Bonaparte, *Journ. de chim. médicale,* 1843.)

Préparation de l'acide valérianique. On le retire de l'eau distillée de racine de valériane; pour cela, on neutralise la liqueur par de la magnésie, l'on évapore à siccité; il reste du valérianate de magnésie, que l'on décompose par l'acide sulfurique, et qui met ainsi l'acide en liberté. Par la distillation, on l'obtient pur.

On en prépare de plus grandes quantités en suivant le procédé de MM. Dumas et Stas, qui consiste à chauffer, dans une cornue à 170°, 1 partie d'alcool amylique avec 10 d'un mélange de chaux et de potasse caustique; on laisse refroidir la masse à l'abri de l'air, on l'humecte, puis on ajoute par petites portions un léger excès d'acide sulfurique; en distillant avec précaution, on obtient l'acide valérianique dans le récipient. Dans cette réaction, 2 équivalents d'hydrogène se dégagent de l'alcool et sont remplacés par 2 équivalents d'oxygène; en effet, $H^{11}C^{10}O$, alcool, $- H^2$ et $+ O^2 = H^9C^{10}O^3$ (acide valérique).

Pour obtenir l'acide valérianique trihydraté, dit M. Thirault, je fais bouillir pendant deux heures environ 50 kilogrammes de racine de valériane, avec 6 kilogrammes de lessive des savonniers et une quantité d'eau strictement nécessaire pour baigner la racine; je remplace l'eau au fur et à mesure de son évaporation; j'abandonne ensuite le tout pendant un mois au contact de l'air, en ayant soin d'agiter le mélange trois à quatre fois chaque jour; au bout de ce temps, j'ajoute une quantité d'acide sulfurique capable de neutraliser la lessive de soude que j'ai employée et que j'ai préalablement dosée; je fractionne ensuite le mélange en deux parties, pour pouvoir les soumettre à la distillation avec 250 à 300 litres d'eau. Il est nécessaire de recueillir l'eau distillée dans un récipient florentin, afin d'en séparer les portions d'essence qui n'auraient pas été acidifiées; on pourra conserver cette essence pour être employée comme telle, ou la transformer en acide valérianique en l'abandonnant à l'influence de l'oxygène de l'air avec un déliquium de potasse caustique; je sature ensuite l'eau distillée obtenue par du carbonate de soude, et après l'avoir concentrée jusqu'en consistance sirupeuse je l'introduis dans une éprouvette très-allongée; j'ajoute par petites fractions à la fois de l'acide sulfurique étendu de son poids d'eau en quantité nécessaire pour saturer le carbonate de soude employé; après avoir agité, je bouche l'éprouvette au moyen d'un liége, et j'abandonne au repos pendant vingt-quatre heures; au bout de ce temps, on trouve à la partie supérieure de l'éprouvette une couche oléagineuse d'acide valérianique; à la partie inférieure, un liquide composé d'une solution étendue du même acide et qui surnage une cristallisation de sulfate de soude; je sépare, au moyen d'un siphon ou d'un entonnoir à robinet, la couche d'acide valérianique oléagineux; et comme il est légèrement coloré, je le rectifie à part, si je veux le conserver à l'état d'acide valérianique; si au contraire je le destine à la préparation d'un valérianate et surtout d'un valérianate coloré, tel que celui de fer, je l'emploie tel qu'il est. Lorsqu'une trop forte coloration m'oblige à le rectifier, je le distille avec celui qui se trouve en solution à la partie inférieure de mon éprouvette. Pour séparer cette solution des cristaux de sulfate de soude qui l'accompagnent, je jette le tout sur un petit carré de mousseline, et je recueille ainsi le sulfate de soude. Ce mode de séparation préalable de l'acide valérianique du sulfate de soude est très-avantageux, car on évite ainsi les soubresauts qui accompagnent toujours la distillation, lorsqu'on opère sur le mélange, immédiatement après la décomposition du valérianate de soude par l'acide sulfurique, et sans donner le temps au sulfate de soude de cris-

talliser pour le séparer; les soubresauts sont tels, si on opère sur le produit de 50 kilogrammes de racine, que très-souvent la cornue de verre se brise, surtout vers la fin de l'opération.

Il est essentiel de ne pas employer un excès d'acide sulfurique pour décomposer le valérianate de soude; il vaudrait mieux laisser une petite portion de valérianate indécomposée que de dépasser la quantité d'acide strictemement nécessaire pour neutraliser le carbonate de soude qui a été employé; on est certain, de cette manière, que l'acide valérianique que l'on obtiendra sera exempt d'acide sulfurique, et on évite la formation d'acide sulfureux; car vers la fin de la distillation, une partie de la matière organique se carbonise, et l'acide sulfurique qui a été employé en excès donne naissance à de l'acide sulfureux; il s'y forme même quelquefois de l'acide sulfhydrique. Je me suis aperçu de cette dernière production par la teinte noire qu'a prise une bassine d'argent dans laquelle j'avais mis, pour le combiner avec de l'oxyde de zinc, de l'acide valérianique que j'avais obtenu en employant un excès d'acide sulfurique pour sa séparation. J'attribue la formation de l'acide sulfhydrique, dans cette circonstance, à la décomposition de l'acide sulfureux; sans doute qu'au moment où ce dernier prend naissance, ses éléments réagissent sur l'hydrogène soit de la matière organique, soit de l'acide valérianique : de là, formation d'eau et d'hydrogène sulfuré, ou bien encore, hypothèse plus rationnelle, le sulfate de soude, en contact à une haute température avec de la matière organique carbonisée, se transforme en sulfure; ce sulfure se trouve alors décomposé par l'acide sulfurique, et de l'hydrogène sulfuré prend naissance.

Par une simple évaporation, on enlève 2 équivalents d'eau à cet acide, et on l'amène à l'état d'acide monohydraté.

De l'acide jatrophique ou crotonique (1).

MM. Pelletier et Caventou ont découvert cet acide, en 1818, dans le pignon d'Inde (*croton tiglium*, désigné d'abord sous le nom de *jatropha curcas*). Il est liquide, incolore, d'une odeur forte, irritante, qui pique les yeux; il a une saveur âcre, désagréable. Il est volatil, et très-soluble dans l'eau. Il forme avec les bases des sels qui sont pour la plupart

(1) Suivant M. Brandes, cet acide n'existerait pas dans le *croton tiglium*; il se formerait par suite d'une altération que la lumière, l'air et l'eau, feraient subir à l'huile volatile de croton.

inodores; celui qu'il produit avec l'ammoniaque précipite les sels de fer au minimum en couleur isabelle, et ceux de plomb, d'argent et de cuivre, en blanc. Il est sans usages.

On l'obtient en faisant bouillir l'huile du *croton tiglium* avec de l'eau et de la magnésie; il se produit du jatrophate de magnésie mêlé d'huile; on lave à différentes reprises avec l'alcool, afin de séparer l'huile; le sel ainsi purifié est décomposé dans une cornue par l'acide phosphorique; à mesure que ce mélange est chauffé, l'acide jatrophique se volatilise, et vient se condenser dans le récipient.

De l'acide santonique (*santonine*). $H^5C^{12}O^2$.

L'acide santonique, extrait du *semen contra,* est en cristaux blancs, brillants, aplatis, sexangulaires, inodores, à peine amers, insolubles dans l'eau froide, solubles dans 250 parties d'eau bouillante, 40 d'alcool froid, 2,7 d'alcool absolu bouillant, 75 d'éther froid, et 42 d'éther bouillant; il rougit faiblement le tournesol, et donne, avec plusieurs bases, des sels cristallisables. On l'emploie, *avec succès,* comme anthelminthique.

Quant au *semen contra* (*artemisia contra,* de la famille des synanthérées, tribu des sénécionidées), il contient une essence jaune qui jouit de la propriété de tuer les vers, et de l'acide santonique. On emploie le *semen contra* en poudre, en fusion aqueuse et en sirop, comme anthelminthique.

De l'acide esculique.

L'acide esculique, retiré en 1834, par M. Ed. Frémy, en soumettant à l'action des acides, à une température de 90° à 100°, la matière obtenue du traitement des marrons d'Inde par l'alcool, est en petits cristaux grenus, blancs, presque insipides, à peine solubles dans l'eau, très-solubles dans l'alcool, insolubles dans l'éther; l'acide azotique le transforme en une résine jaune. Il forme avec les bases des esculates décomposables par l'acide carbonique; ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont les seuls solubles. Il est composé de 34,388 d'oxygène, de 57,260 de carbone, et de 8,352 d'hydrogène (*Journ. de chim. méd.*, avril 1834).

De l'acide aconitique ou équisétique.

Il a été retiré par M. Braconnot de l'*equisetum fluviatile* (*prêle*), et par M. Baup, de l'aconit (*aconitum napellus*). Cet acide est en cristaux

confus ou en aiguilles radiées, d'une saveur aigre, fusibles et décomposables par le feu, solubles dans l'eau, mais moins que l'acide tartrique, formant avec la potasse, la soude, l'ammoniaque, la chaux, la magnésie, la baryte et l'oxyde de zinc, des sels solubles; il ne précipite ni les azotates de plomb et d'argent, ni les sels de protoxyde de fer; il précipite au contraire les sels de sesquioxyde de fer, l'acétate de plomb et l'azotate de mercure (voy. *Ann. de phys. et de chim.*, septembre 1828).

M. Baup a fait voir que les aconitates sont formés de 3 équivalents d'acide pour 1 de base; c'est le premier exemple d'une combinaison de ce genre (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, séance du 9 septembre 1850).

De l'acide kahincique. $H^7C^8O^4$.

Acide retiré de l'écorce de la racine de kahinca par MM. Pelletier et Caventou. Il est en petites aiguilles déliées, inodores, peu sapides d'abord, mais offrant bientôt après une saveur amère et âcre; il est inaltérable à l'air, soluble dans 600 parties d'eau ou d'éther, beaucoup plus soluble dans l'alcool, surtout à chaud. Les acides forts le dissolvent, puis le transforment en un corps *gélatineux*, non amer, qui se précipite; c'est probablement à lui que la racine de kahinca doit ses propriétés médicinales.

De l'acide quinique. $H^{11}C^{14}O^{11},HO$.

L'acide quinique n'a été trouvé jusqu'à présent que dans les écorces de quinquina, où il est probablement combiné avec la quinine et la cinchonine. Il est en prismes volumineux, transparents, d'une saveur très-acide, non amère, inodores, et inaltérables à l'air sec. Il exige deux fois et demie son poids d'eau froide pour se dissoudre. Il est soluble dans l'alcool. Chauffé, il donne de la benzine, de l'acide benzoïque, de l'acide phénique, de l'acide salicyleux, et de l'*hydroquinon*, $H^{12}C^{24}O^8$.

En faisant agir, dans un appareil distillatoire, 100 grammes d'acide quinique, 400 grammes de bioxyde de manganèse, et 100 grammes d'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau, on obtient dans le récipient, bien refroidi, un mélange d'acide formique et de *quinon*, $H^8C^{24}O^8$.

Si l'on fait bouillir l'acide quinique avec de la fécule et de l'eau, pendant longtemps, il fournit du sucre. L'acide azotique le transforme en acide oxalique. Il donne avec les bases des sels solubles; le sous-quinate

de plomb paraît seul faire exception; la plupart de ces sels sont cristallisables. Lorsqu'on chauffe un quinate dans une cornue, il passe des vapeurs aqueuses, et il se sublime du *quinon*, sous forme d'aiguilles d'un jaune doré.

Préparation. On fait bouillir les écorces de quinquina dans de l'eau acidulée par de l'acide chlorhydrique; on sature par la chaux, et on filtre; on évapore la liqueur, pour obtenir le quinate de chaux cristallisé, que l'on purifie à l'aide du charbon animal, et en le faisant cristalliser plusieurs fois; on décompose 6 p. $^1/_2$ de ce quinate par 1 p. d'acide sulfurique étendu de 10 p. d'eau; on filtre, pour séparer le sulfate de chaux qui s'est formé, et l'on évapore la liqueur filtrée, qui renferme l'acide quinique; dès qu'elle est arrivée à l'état sirupeux, l'acide cristallise par refroidissement; on le purifie par des cristallisations réitérées.

Quinon, $H^8C^{24}O^8$. — Il est neutre, sous forme de belles paillettes d'un jaune d'or, d'une odeur forte et irritante qui rappelle celle de l'iode, un peu solubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante, très-solubles dans l'alcool et l'éther. Le chlore finit par lui enlever tout son hydrogène, et donne d'abord le quinon *séchloré*, $H^2C^{24}Cl^6O^8$, puis le quinon *perchloré*, $C^{24}Cl^8O^8$. Les acides iodhydrique, tellurhydrique et sulfureux, le changent en *hydroquinon incolore*.

Hydroquinon incolore, $H^{12}C^{24}O^8$. — Il peut donc être considéré comme du quinon, plus 4 équivalents d'hydrogène. En mêlant le quinon et l'hydroquinon incolore, on obtient l'*hydroquinon vert*, $H^{10}C^{24}O^8$, en cristaux éclatants, offrant la couleur des plumes de colibri, solubles dans l'eau, qu'il colore en rouge foncé (voyez, pour plus de détails, les travaux de Woehler, Woskresensky et Laurent, et le numéro de novembre 1849 du *Journ. de pharm.*).

De l'acide kramérique.

Cet acide a été découvert par M. Peschier, dans la racine du ratanhia (*krameria triandra*). Il est sous forme de prismes aciculaires, d'une saveur vive, styptique, formant avec les alcalis des sels que l'on peut obtenir cristallisés, et qui ne subissent aucune altération à l'air, si toutefois on en excepte celui de soude, qui est efflorescent. Le kramériate de baryte se dissout dans 600 parties d'eau; cette dissolution n'est précipitée ni par les sulfates, ni par l'acide sulfurique libre. Les sels de fer sont précipités en jaune par les kramériates neutres, tandis que l'acide kramérique fait naître un précipité blanc dans les sels de plomb.

On obtient cet acide en versant dans une décoction de racine de ratanhia assez de gélatine pour en précipiter tout le tannin, en filtrant et en saturant la dissolution, qui est légèrement acide, par le sulfate de fer, qui précipite l'acide gallique; on sature alors la liqueur par le carbonate de chaux, qui forme du kramériate de chaux; on décompose ce sel par l'acétate de plomb; le kramériate de plomb, obtenu sous forme d'un précipité, est traité par un courant de gaz acide sulfhydrique, qui le décompose, et laisse l'acide kramérique.

De l'acide polygallique.

Il a été découvert par M. Quévenne, dans la racine du *polygala senega;* il constitue le principe âcre de cette racine; il est blanc, pulvérulent, inodore, d'abord peu sapide, puis âcre et comme strangulant; sa poudre irrite fortement le nez et excite l'éternument; il est peu soluble dans l'eau froide, assez soluble dans l'eau tiède; cette dissolution mousse fortement par l'agitation; il est plus soluble dans l'alcool à chaud qu'à froid, insoluble dans l'éther et dans les huiles; il rougit le tournesol, et neutralise les bases salifiables.

De l'acide strychnique (*igasurique*).

Cet acide, découvert en 1818 par MM. Pelletier et Caventou, se trouve combiné avec une substance alcaline dans la noix vomique et dans la fève de Saint-Ignace (espèces du genre *strychnos*). Il est sous forme de petites aiguilles blanches, extrêmement légères, fortement acides, solubles dans l'eau et dans l'alcool. Les strychnates de baryte et de chaux se dissolvent dans l'eau et dans l'alcool; ce dernier sel, versé dans la dissolution de sulfate de cuivre, donne une belle couleur vert-émeraude, et il se dépose un précipité grenu, cristallin. L'acide strychnique n'est point vénéneux; il fait partie des extraits alcooliques de noix vomique et de fève de Saint-Ignace.

De l'acide cinnamique. $H^7C^{18}O^3$, HO.

Il existe dans les baumes de Tolu et du Pérou; on le produit aussi en oxydant l'essence de cannelle, et surtout en traitant la *cinnaméine* par les alcalis. Il est en lames nacrées, incolores, fusibles à 129°, bouillant vers 300°, peu solubles dans l'eau froide. L'acide azotique concentré, en agissant à chaud sur un huitième de son poids d'acide cinnamique, le

ansforme en acide *nitrocinnamique*, $H^6C^{18}O^3, AzO^4, HO$. Distillé avec la chaux ou de la baryte, il fournit du *cinnamène*. Les acides plom-que, chromique, et en général les corps oxydants, le transforment huile essentielle d'amandes amères et en acide benzoïque; il peut onc, dans ces conditions, reproduire les corps de la série benzoïque. ous l'influence de l'acide sulfurique fumant, il donne l'acide sulfo-nnamique. L'alcool absolu et l'alcool méthylique le changent en éther, on traite le mélange par l'acide chlorhydrique gazeux. Il donne des nnamates, qui ont pour formule $MO, H^7C^{18}O^3$; les cinnamates de la e classe sont solubles dans l'eau. L'acide cinnamique occupe dans la rie cinnamique la place qu'occupe l'acide benzoïque dans la série nzoïque (voy. *Huile essentielle de cannelle*).

Préparation. En agitant continuellement le baume du Pérou dans un it de chaux, on obtient un composé insoluble, qui renferme du cin-amate de chaux; on traite par l'eau bouillante, qui dissout ce cinna-ate; par le refroidissement, ce sel cristallise, et on le décompose par acide chlorhydrique bouillant, qui donne, quand la liqueur est re-oidie, du chlorure de calcium soluble et de l'acide cinnamique istallisé.

De l'acide myronique.

Il existe dans la graine de moutarde noire, à l'état de myronate de otasse. Il est sirupeux, incristallisable; c'est lui qui, sous l'influence l'eau et de la myrosine (voy. p. 246), se tranforme en huile essen-elle de moutarde. On l'obtient en décomposant le myronate de potasse dissolution concentrée par l'acide tartrique, qui précipite la majeure artie de la potasse.

De l'acide eugénique. $H^{11}C^{20}O^5, HO$.

Il existe dans les clous de girofle et le piment de la Jamaïque. Il est iquide, incolore, oléagineux, d'une densité de 1,055, d'une odeur de lous de girofle; il bout à 243°. Il absorbe l'oxygène de l'air, et se hange en une matière résineuse. Il forme avec la potasse, la soude, la aryte et la magnésie, des sels cristallisables, $MO, H^{11}C^{20}O^3$. On l'obtient n distillant avec de l'eau les clous de girofle; l'huile qui se volatilise ontient, outre cet acide, un carbure d'hydrogène; on la traite par la otasse, qui ne dissout que l'acide eugénique; en distillant avec de l'eau,

le carbure se volatilise, et l'eugéniate de potasse reste dans la cornue on lui enlève la potasse par l'acide chlorhydrique.

De l'acide lécanorique. $H^8C^{18}O^8$.

Il existe dans le *roccella tinctoria* et le *lecanora parella.* Il est solide cristallin, blanc, soluble dans 250 p. d'eau bouillante, dans 15 p. d'alcool, et dans 80 d'éther. Il rougit le tournesol, et décompose les carbonates. La chaleur, les alcalis à chaud, et l'acide sulfurique, même froid, le décomposent en acide carbonique et en *orcine.* L'alcool le transforme en éther *lécanorique.* Le sesquichlorure de fer colore en pourpre foncé la dissolution alcoolique de cet acide. On l'obtient en épuisant par l'éther le *lecanora parella*, et en concentrant la dissolution éthérée par l'évaporation ; on purifie les cristaux verdâtres qui se sont déposés, en les faisant cristalliser à plusieurs reprises dans l'alcool.

De l'acide érythrique. $H^{18}C^{34}O^{15}$,4HO.

Il existe dans le *lecanora parella.* Il est blanc, cristallin, insipide, soluble dans 240 fois son poids d'eau bouillante, plus soluble dans l'alcool et l'éther; ces dissolutions rougissent le tournesol. Chauffé, il fond, puis se décompose, et donne de l'*orcine*, qui se sublime. Les alcalis à chaud le transforment en acide carbonique et en *orcine.* Avec l'alcool absolu, il donne l'éther érythrique. Il se combine avec toutes les bases.

L'action de l'eau sur cet acide est remarquable. Si l'on abandonne pendant plusieurs jours à l'air une dissolution chaude de cet acide, la liqueur brunit, et contient deux substances cristallisables : l'*amarythrine*, très-soluble dans l'eau et l'alcool, et la *télerythrine*, insoluble dans l'alcool froid. Si l'on traite pendant quelque temps l'acide érythrique par l'eau bouillante, on produit deux corps : l'acide *érythrinique*, et la *picroérythrine*, $H^{24}C^{34}O^{20}$, blanche, cristalline, se convertissant en orcine et en acide carbonique par la chaleur, et en orcine et en érythroglucine $H^{10}C^8O^8$, par un excès de chaux ou de baryte bouillantes.

On prépare l'acide érythrique en épuisant par l'eau bouillante le *lecanora parella* coupé en petits morceaux ; la liqueur brune-jaunâtre abandonne, par le refroidissement, des flocons cristallins d'*acide érythrique.*

De l'acide orsellique. $H^{14}C^{32}O^{14}$.

Il existe dans une variété de *roccella tinctoria* qui croît dans l'Amé-
que du Sud. Il est cristallisé, presque insoluble dans l'eau froide, peu
oluble dans l'eau bouillante, soluble dans l'alcool et l'éther. Il est co-
ré en rouge, qui passe au brun pour disparaître ensuite, lorsqu'on le
êle avec une dissolution de chlorure de chaux. Il forme avec les oxydes
e la première classe des sels cristallisables. Si on le fait bouillir avec
e la chaux ou de la baryte, on obtient de l'acide carbonique et de l'a-
ide *orsellinique,* $H^{18}C^{16}O^{8}$, en prismes d'une saveur amère, pouvant
ormer avec l'alcool vinique un éther, $H^{5}C^{4}O$, $H^{14}C^{32}O^{14}$. On obtient l'a-
ide orsellique en décomposant, par l'acide chlorhydrique, l'orsellate
e chaux, préparé lui-même en faisant macérer dans une grande quan-
té d'eau le *roccella* qui le renferme.

De l'acide bétaorsellique. $H^{16}C^{34}O^{15}$.

Il existe dans le *roccella tinctoria* du cap de Bonne-Espérance. Il est
oluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther.

De l'acide évernique. $H^{16}C^{36}O^{14}$.

On le retire de l'*evernia prunastri.* Il est insoluble dans l'eau froide,
eu soluble dans l'eau bouillante, soluble dans l'alcool et dans l'éther.
istillé, il donne une huile empyreumatique et de l'*orcine;* traité
ar un léger excès de potasse, il se transforme en acide *evernini-
ue,* $H^{10}C^{18}O^{8}$, susceptible de donner un éther.

De l'acide usnique. $H^{17}C^{38}O^{14}$.

Il existe dans différentes espèces du genre *usnea.* Il est sous forme de
rismes d'une couleur jaune, fragiles, très-solubles dans l'éther et
huile essentielle de térébenthine bouillants, à peine solubles dans l'al-
ool. Il fond à 200°; chauffé plus fortement, il donne une liqueur
rune et de la *bétaorcine,* $H^{24}C^{38}O^{10}$, en prismes jaunes terminés par
des pyramides tronquées par de nombreuses facettes, neutres aux réac-
tifs, d'une saveur légèrement sucrée, moins solubles dans l'eau froide
que l'*orcine,* perdant de l'eau à 100°, sans fondre. La bétaorcine est

colorée en rouge de sang par le chlorure de chaux, tandis que l'orcine l'est en rouge violet.

De l'acide érythroléique.

Il existe dans l'orseille. Il est pourpre, soluble dans l'alcool, l'éther et les alcalis, presque insoluble dans l'eau.

De l'acide cétrarique. $H^{16}C^{34}O^{15}$.

Il existe dans le lichen d'Islande. Il est en aiguilles extrêmement ténues, d'un blanc éclatant, d'une saveur amère, presque insolubles dans l'eau, peu solubles dans l'éther, et très-solubles dans l'alcool bouillant.

De l'acide lichenstéarique. $H^{25}C^{29}O^{6}$.

On le trouve aussi dans le lichen d'Islande. Il est solide, inodore, d'une saveur âcre, d'un aspect gras, fusible à 120°, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool chaud.

De l'acide lichénique.

On le trouve dans le lichen d'Islande. Il est en aiguilles prismatiques volatiles, solubles dans l'eau et dans l'alcool.

De l'acide euxanthique. $H^{18}C^{42}O^{22}$.

Il existe dans le jaune indien, matière colorante qui vient de la Chine. Il cristallise en longues aiguilles soyeuses de couleur jaunâtre, qui contiennent 11 p. % d'eau, d'une saveur d'abord douce, puis amère, peu solubles dans l'eau froide, très-solubles dans l'alcool et l'éther. Chauffé à 130°, il perd son eau; à une température plus élevée, il donne de l'*euxanthone*. Le chlore, le brome et l'acide azotique, fournissent avec l'acide euxanthique plusieurs composés qui dérivent de lui par substitution : tels sont les acides *chloreuxanthique*, *bromeuxanthique*, *nitreuxanthique*, *kokkinique*, *oxypicrique*. L'acide sulfurique concentré change l'acide euxanthique en *euxanthone* et en acide *hamathionique*, $H^{7}C^{14}O^{12},SO^{3}$. Il forme avec les bases des sels jaunes. On l'obtient

en traitant par l'acide chlorhydrique l'eau qui tient en suspension du jaune indien.

Euxanthone, $H^4C^{13}O^4$. — Elle est neutre, volatile, insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'éther, très-soluble dans l'alcool bouillant, donnant par l'acide azotique les acides *porphyrique*, *oxyporphyrique* et *oxypicrique*.

De l'acide absinthique. $H^2C^4O^3$.

On le trouve, d'après Braconnot, combiné à la potasse, dans les tiges d'absinthe. Il est en aiguilles ou en lames incolores, d'une forte saveur aigre, volatiles.

De l'acide carthamique (voy. *Carthame*).

De l'acide gaïacique. $H^8C^{12}O^6$.

Il existe dans le bois et dans la racine de gaïac. Il est sous forme de mamelons blancs, et peut être sublimé en aiguilles fines, analogues à celles de l'acide benzoïque.

De l'acide morique.

Klaproth a retiré cet acide d'une concrétion qui s'était développée sur l'écorce d'un mûrier blanc (*morus alba*), où il était combiné avec la chaux. Il est en aiguilles fines, d'une couleur de bois pâle, et d'une saveur acide et âcre; lorsqu'on le chauffe, il est en partie décomposé, en partie sublimé en aiguilles transparentes et inaltérables à l'air. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Pour l'obtenir, Klaproth traita la concrétion par l'eau bouillante, et il décomposa par l'acétate de plomb le morate de chaux dissous; le morate de plomb déposé fut transformé, par l'acide sulfhydrique, en sulfure de plomb et en acide morique.

De l'acide myroxilique. $H^{12}C^{15}O^5, HO$.

Il existe dans le baume du Pérou. Il est en mamelons blancs, fusibles à 115°, volatils, solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther.

De l'acide nicotique. $H^4C^3O^4$.

Il existe dans le jus des feuilles fraîches de tabac. Il est en lames micacées, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool. L'acide sulfurique le transforme en acides carbonique et acétique. Les nicotates de potasse et d'ammoniaque sont solubles et cristallisables. Pour l'obtenir, on traite le jus de tabac par de l'acétate de plomb, et l'on décompose par l'acide sulfhydrique le nicotate insoluble de protoxyde de plomb qui s'est déposé (Barral).

De l'acide spiréique (*acide salicyleux*).

On le trouve dans l'huile essentielle du *spiræa ulmaria* (voy. *Acide salicyleux*).

De l'acide chélidonique. $H^2C^{14}O^{10}, 5HO$.

Il existe à l'état de chélidonate de chaux dans le *chelidonium majus.* Il est en longues aiguilles cristallines, solubles dans l'eau froide, et mieux dans l'eau bouillante, et efflorescentes. A 100°, il perd 3 équivalents d'eau. Il est bibasique. On l'obtient en coagulant le suc de la chélidoine par le feu, en filtrant, en acidulant la liqueur par de l'acide azotique, et en la traitant par l'acétate de plomb, qui forme un chélidonate de plomb insoluble, mêlé de chélidonate de chaux; on décompose le chélidonate de plomb par l'acide sulfhydrique, en sorte que l'on a du sulfure de plomb insoluble, et du chélidonate acide de chaux soluble; on sature celui-ci par de la craie (carbonate de chaux), puis on décompose le chélidonate neutre de chaux par du carbonate d'ammoniaque, qui donne du carbonate de chaux insoluble et du chélidonate d'ammoniaque soluble; en traitant celui-ci par l'acide chlorhydrique, on obtient l'acide chélidonique cristallisé.

De l'acide columbique. $H^{23}C^{42}O^{13}$.

Il existe dans la racine de colombo. Il est pulvérulent, d'un jaune-paille, d'une saveur amère, presque insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'éther, soluble dans l'acide acétique, et surtout dans l'alcool. Il rougit fortement le tournesol; sa dissolution alcoolique précipite abondamment l'acétate de plomb en jaune (Böedeker, *Journal de pharm.*, septembre 1849).

De l'acide aspartique ou malamique. $H^5C^8AzO^6,2HO$.

On s'accorde aujourd'hui à considérer l'acide aspartique comme un produit de l'art; lorsqu'on le retire des diverses racines et des bois où l'on trouve de l'asparagine, c'est qu'il provient de la modification que font éprouver à cette substance les acides et les alcalis contenus dans ces racines et dans ces bois, modification que l'on peut assimiler à une sorte de fermentation qui a donné naissance à de l'aspartate d'ammoniaque; on produit également l'acide aspartique en décomposant le bimalate d'ammoniaque à une température de 160° à 200°, et en traitant par l'acide azotique, ou par l'acide chlorhydrique, l'acide azoté rougeâtre qui est le résultat de cette décomposition; il peut encore être obtenu en chauffant à 200°, jusqu'à ce qu'on ne sente plus d'odeur ammoniacale, de l'aspartate d'ammoniaque provenant de l'asparagine (Dessaigne, *Journ. de pharm*, octobre 1850). Si l'on parvient à démontrer que, dans aucun cas, l'acide aspartique n'existe tout formé dans les bois et dans les racines dont j'ai parlé, il faudra, de toute nécessité, le faire disparaître de la section des acides naturels, et le ranger à côté de l'asparagine, comme un de ses dérivés.

L'acide aspartique est sous forme d'une poudre brillante qui, examinée au microscope, paraît composée de prismes à quatre pans, à sommets dièdres, courts et durs, d'une transparence parfaite et sans couleur; il est inodore, il a une saveur acidule et rougit bien la teinture de tournesol. Il est soluble dans 128 parties d'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude; il est insoluble dans l'alcool froid à 40 degrés; il est inaltérable à l'air; chauffé, il se décompose et fournit, entre autres produits, de l'ammoniaque et de l'acide cyanhydrique. Dissous dans l'eau, il ne précipite pas les chlorures de baryum et de calcium, les sulfates de magnésie, de protoxyde de manganèse et de zinc, les sels de fer, les acétates de plomb, le sulfate de cuivre, le sublimé corrosif, l'azotate d'argent, ni l'émétique; il trouble légèrement l'eau de savon; il déplace l'acide carbonique de ses combinaisons salines. Il convertit la fécule en sucre. D'après M. Piria, si on le fait bouillir avec l'acide chlorhydrique, il éprouve une modification isomérique et devient déliquescent et très-soluble dans l'eau. Il se combine avec les bases et forme des aspartates neutres ou bibasiques; les aspartates minéraux solubles ont une saveur de jus de viande caractéristique, qui varie selon la base du sel. Dans les aspartates à base organique, cette saveur est entièrement couverte par plus ou moins d'amertume.

Préparation. On peut le retirer des sucs des plantes qui le contiennent après que l'asparagine a été transformée en aspartate d'ammoniaque; mais MM. Boutron-Charlard et Pelouze préfèrent le préparer en décomposant l'asparagine par l'eau de baryte à la chaleur de l'ébullition : il se produit, en effet, de l'ammoniaque qui se dégage et de l'aspartate de baryte; on verse dans la liqueur chaude assez d'acide sulfurique pour précipiter toute la baryte, en sorte que l'acide aspartique reste en dissolution; on filtre, et par le refroidissement, l'acide, qui est très-peu soluble à froid, se dépose sous forme de petits cristaux soyeux et nacrés (voy. *Asparagine,* p. 271).

DES ACIDES GRAS.

Rien n'empêche de considérer les acides gras comme des acides existant tout formés dans la nature; en effet, je dirai plus tard que les huiles fixes et les graisses des animaux sont des *produits* immédiats composés de plusieurs principes immédiats, tels que la stéarine, la margarine, l'oléine, etc.: or ces principes peuvent être considérés comme des sels qui ont pour base la glycérine et pour acide les acides stéarique, margarique ou oléique. Telle est la raison qui me porte à placer ici l'histoire des acides gras.

M. Gerhardt a fait voir que, parallèlement à la série des acides gras monobasiques, dont la formule générale est $H^n C^n O^4$,on peut construire une série d'acides bibasiques qui ont pour formule générale $H^{m2} C^m O^8$. Presque tous les acides de ces deux séries parallèles se produisent simultanément quand on oxyde par l'acide azotique les corps gras dont l'équivalent est élevé, et l'on peut concevoir que chaque terme de la série bibasique soit formé par une simple oxydation du terme qui lui correspond dans la série monobasique.

D'après M. Kolbe, les acides gras de la série $H^n C^n O^4$ sont décomposés par *la pile:* l'oxygène de l'eau peut se porter à l'état naissant sur l'acide et l'oxyder davantage; l'acide valérique, par exemple, se dédouble, sous l'action d'un courant galvanique, en hydrogène, en acide carbonique, et en *valyle,* $H^9 C^8$. D'après ce même chimiste, plusieurs autres substances organiques subiraient, sous l'influence de la pile, des transformations qui varieraient à l'infini. (Voy. *Journ. de pharm.,* novembre 1849.)

De l'acide stéarique (de στέαρ, suif). $H^{66}C^{68}O^{5}, 2HO$.

Il existe dans les graisses de mouton, de bœuf et de porc. Il est solide, d'un blanc nacré, insipide, inodore, plus léger que l'eau; il ne rougit pas l'*infusum* de tournesol à froid; mais à l'aide de la chaleur, l'acide se ramollit, et la couleur bleue passe au rouge; il est fusible à 70°, et donne un liquide incolore, limpide, qui, par le refroidissement, cristallise en belles aiguilles entrelacées, brillantes, du plus beau blanc. Chauffé dans une cornue à 300°, il se décompose, et fournit du gaz acide carbonique, des traces d'un gaz inflammable carburé et de charbon, une huile épaisse brune, de l'acide margarique, de la *margarone* (voy. p. 389), et un produit volatil odorant. Chauffé avec le contact de l'air, l'acide stéarique brûle comme de la cire. Il est insoluble dans l'eau; il se dissout au contraire dans l'alcool et dans l'éther, quand il a été liquéfié par la chaleur; lorsqu'il se sépare lentement de la dissolution alcoolique, il cristallise en larges écailles blanches, brillantes. Chauffé avec l'acide azotique, il est décomposé, et fournit d'abord de l'acide margarique, et par une ébullition prolongée jusqu'à ce que la dissolution de la masse soit complète, de l'acide subérique et de l'acide succinique. Il forme des sels avec les bases salifiables; il décompose les carbonates de potasse et de soude à la température de 100°, et en dégage le gaz acide carbonique.

Préparation. On fait cristalliser plusieurs fois l'acide stéarique du commerce dans l'alcool bouillant, jusqu'à ce que son point de fusion soit à 70°. On obtient aujourd'hui cet acide en grand pour faire les bougies stéariques (voy. *Bougies*).

Stéarates. — L'acide stéarique forme deux séries de sels : dans les uns, 2 équivalents d'eau de l'acide hydraté sont remplacés par 2 équivalents de base, et dans les autres un équivalent d'eau seulement fait place à une même quantité d'oxyde métallique. L'acide stéarique est donc bibasique.

La plupart des stéarates sont insolubles dans l'eau; on les obtient par double décomposition, en versant dans les sels solubles de baryte, de strontiane, de chaux, de plomb, etc., du stéarate bipotassique et bisodique; ce fait explique comment les eaux calcaires ne dissolvent pas bien le savon : en effet, le stéarate bisodique qui fait la base du savon, en décomposant le sulfate et le carbonate de chaux de ces eaux, produit du stéarate de chaux insoluble et sous forme de grumeaux. Le stéarate de plomb fait la base de l'emplâtre ordinaire.

Stéarate bipotassique, $2KO, H^{66}C^{68}O^{5}$. — Il est en petites paillettes ou en larges écailles très-brillantes, incolores, douces au toucher, d'une saveur légèrement alcaline, solubles dans l'alcool. L'éther décompose ce sel, et dissout plus d'acide stéarique que de potasse. L'eau le dissout à une température élevée; mais à froid, si elle est employée en quantité suffisante, elle le réduit en potasse qui se dissout, et en stéarate monopotassique insoluble (bistéarate); voilà pourquoi le savon, qui n'est que du stéarate et de l'oléate de potasse ou de soude, se décompose sur le linge lorsqu'on le lave à grande eau, et lui communique ainsi une odeur de *rance* fort désagréable. On obtient ce stéarate en faisant chauffer dans une capsule 2 parties d'acide stéarique avec 2 parties de potasse pure et 20 parties d'eau; on soumet à la presse les grumeaux qui se forment, et on les traite par l'alcool; le sel cristallise par refroidissement de la dissolution alcoolique.

Stéarate monopotassique (bistéarate), $KO, HO, H^{66}C^{68}O^{5}$. — Il est en petites écailles d'un éclat argentin, inodores, douces au toucher, sur lesquelles l'eau froide exerce à peine de l'action, tandis que l'*eau bouillante* en sépare et dissout une portion d'alcali; la partie non dissoute par l'eau est transformée par l'alcool en stéarate monopotassique qui cristallise, et en acide stéarique qui reste dans l'alcool avec une portion de stéarate monopotassique. L'alcool bouillant dissout environ le quart de son poids de sel. L'éther le transforme en acide stéarique, et en stéarate bipotassique, soluble dans l'eau bouillante.

Stéarates de soude. — On connaît aussi deux stéarates de soude analogues à ceux de potasse, $2NaO, H^{66}C^{68}O^{5}$ et $NaO, HO, H^{66}C^{68}O^{5}$.

De l'acide margarique. $H^{66}C^{68}O^{6}, 2HO$.

Il existe dans la coque du Levant, dans la bile de l'homme, de l'ours et du porc, dans l'huile de muscade, dans le beurre de cacao, et dans la graisse humaine; il se forme lorsqu'on distille les graisses, les huiles fixes et l'acide stéarique.

Ses propriétés physiques sont les mêmes que celles de l'acide stéarique, si ce n'est qu'il fond à 60°, et qu'il cristallise par refroidissement en aiguilles entrelacées, moins brillantes que celles de l'acide stéarique. Il agit, comme le précédent, sur l'eau, l'alcool, l'éther, le tournesol et les carbonates. Je dirai à la p. 392 comment il se comporte avec l'acide *azotique*.

L'acide margarique, traité par la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré, donne l'acide *métamargarique*, solide, fusible à 50°;

l'acide *hydromargarique,* fusible à 60°, et l'acide *hydromargaritique,* fusible à 68°. Ces trois acides sont insolubles dans l'eau, et solubles dans l'alcool et l'éther.

Le *margarate bipotassique,* 2 KO, $H^{66}C^{68}O^{6}$, est blanc et n'offre point les belles écailles nacrées du stéarate. Le *margarate* monopotassique, KO, HO, $H^{66}C^{68}O^{6}$, n'a jamais l'éclat argentin du bistéarate; du reste, ces sels se comportent avec l'eau, l'éther et l'alcool, comme les stéarates.

On voit que l'acide margarique ne diffère de l'acide stéarique que par un équivalent d'oxygène en plus; c'est ce qui explique la transformation facile de ce dernier en acide margarique (voy. *Essence de rue*).

Préparation. On l'obtient très-facilement en faisant bouillir pendant quelques minutes de l'acide stéarique avec son poids d'acide azotique à 32 degrés (Baumé); on abandonne le mélange à lui-même, et après le refroidissement on recueille le produit solidifié; on le comprime entre des doubles de papier joseph, et on le fait cristalliser dans l'alcool jusqu'à ce que son point de fusion soit tel que je l'ai indiqué.

Produit de la distillation sèche des acides stéarique et margarique. — Lorsqu'on distille de l'acide stéarique seul, j'ai dit qu'il se formait, entre autres produits, de l'acide margarique et de la *margarone;* il en est de même pour l'acide margarique; mais on obtient plus facilement la *margarone* en distillant un mélange de chaux et d'acide stéarique ou margarique dans des proportions qui peuvent varier depuis 1 partie de chaux jusqu'à 4, pour une de l'un de ces acides.

Margarone, $H^{66}C^{66}O^{2}$. — Ce corps, découvert par M. Bussy, est blanc, solide, nacré et friable; il fond et se volatilise sans laisser de résidu lorsqu'on le chauffe sur une lame de platine; chauffé au contraire dans une cornue, il se décompose et laisse du charbon. La margarone est soluble à chaud dans 6 ½ parties d'alcool absolu, mais par le refroidissement elle cristallise. L'éther chaud en dissout plus de la moitié de son poids. Elle est également soluble dans l'acide acétique concentré, dans les huiles grasses et volatiles. L'acide sulfurique concentré la noircit par l'action de la chaleur; l'acide azotique l'attaque à peine. Les alcalis ne lui font subir aucune altération.

La margarone offre des différences très-remarquables dans son point de fusion, selon qu'elle a été obtenue avec des produits plus ou moins purs: c'est ainsi que, préparée par simple distillation avec des produits *purs,* elle fond à 77° + 0; il en est de même si l'on emploie, comme l'a fait M. Bussy, une partie d'acides gras *ordinaires,* et 4 parties de chaux; mais si l'on prend les mêmes proportions d'acides purifiés et de

chaux, la margarone obtenue fond à 82° ; c'est ce qui explique pourquoi MM. Warrentrapp et Redtenbacher ont confondu avec la margarone le corps que l'on avait désigné jusqu'ici sous le nom de *stéarone*. La margarone est très-souvent unie avec un carbure d'hydrogène qui prend naissance avec elle et dont on la débarrasse difficilement. La production de la margarone n'est pas aussi simple qu'on se l'était primitivement imaginé ; diverses hypothèses permettent de l'expliquer, en admettant qu'il y a formation d'eau, d'acide carbonique et d'un carbure d'hydrogène, aux dépens des acides stéarique ou margarique.

De l'acide oléique (d'*oleum,* huile). $H^{33}C^{36}O^{3}$, HO.

Il existe dans la coque du Levant, dans la bile de l'homme, de l'ours et du porc, dans l'huile de muscade, dans le beurre du cacao, dans les graisses de porc, d'homme, etc.; on l'extrait facilement des graisses et des huiles fixes; l'oléine en donne plus que les stéarines. L'acide oléique hydraté ressemble à une huile incolore; son odeur et sa saveur sont légèrement rances; il se congèle en aiguilles blanches à — 12°. Chauffé dans une cornue, il fournit une huile presque incolore, qui se concrète en majeure partie par le refroidissement, et qui n'est formée que d'acide sébacique; bientôt après elle devient citrine et brune; il se dégage du gaz acide carbonique, du carbure d'hydrogène, et il reste un peu de charbon; il se produit en outre une petite quantité d'acides caprylique et caproïque. Chauffé avec le contact de l'air, il brûle comme les huiles grasses; dans le vide, il se volatilise sans éprouver d'altération. L'eau ne le dissout point; il est soluble dans l'alcool, l'éther, et dans l'essence de térébenthine en toutes proportions. L'acide azotique, en agissant sur lui, fait naître une série d'acides que M. Laurent a séparés et étudiés, et dont toutes les analyses ont été confirmées par les travaux de Bromeis (voy. p. 392). Sous l'influence de l'acide hypoazotique, l'acide oléique est transformé en acide *élaïdique*.

Par l'action de l'acide sulfurique, l'acide oléique se change en deux corps nouveaux, les acides *métoléique* et *hydroloïque,* qui sont des liquides huileux, insolubles dans l'eau et solubles dans l'alcool et l'éther; si on les décompose par la chaleur, ils fournissent de l'acide carbonique, des matières empyreumatiques, et un liquide huileux formé d'*oléène* et d'*élaène,* deux carbures d'hydrogène (voy. *Carbures d'hydrogène*). Les acides stéarique et margarique peuvent s'unir avec l'acide oléique en toutes proportions : si l'on traite par l'alcool froid les composés qui en ré-

sultent, on dissout beaucoup d'acide oléique et peu d'acide stéarique ou margarique. Il décompose les carbonates, et forme des *oléates* avec les bases. Distillé avec de la chaux, il fournit un liquide particulier que l'on avait désigné sous le nom d'*oléone,* corps dont l'examen n'a pas été assez approfondi pour qu'on puisse le considérer comme une substance particulière.

Préparation. Ainsi que je l'ai dit en parlant de l'acide *stéarique,* le commerce peut fournir aujourd'hui de grandes quantités d'acide oléique, impur il est vrai. Pour le purifier, on laisse digérer pendant plusieurs heures l'acide *oléique* brut ou de l'huile sur de la litharge en poudre, à la chaleur du bain-marie; il se forme des sels de plomb avec tous les acides gras; mais, parmi ceux qui peuvent ainsi prendre naissance, l'oléate de plomb est seul soluble dans l'éther; si alors on traite tout le produit par ce liquide, on dissout seulement l'oléate de plomb, qui abandonne ainsi toute substance étrangère : on décompose ensuite la dissolution éthérée par l'acide chlorhydrique, et l'acide oléique, mis en liberté, vient surnager le liquide; on chasse l'éther par l'évaporation, et l'on obtient l'acide pur.

Oléates. — La plupart de ces sels sont insolubles; on les prépare par double décomposition. Les oléates de potasse et de soude solubles sont décomposés par une grande quantité d'eau, moins facilement cependant que les stéarates et les margarates; les oléates déposés sont acides. L'oléate de potasse est pulvérulent, incolore, presque inodore, d'une saveur amère et alcaline; il est soluble dans son poids d'alcool chaud, et moins soluble dans l'éther bouillant. Le *suroléate de potasse* est soluble dans l'alcool à toutes les températures. On obtient ces deux oléates directement en traitant l'acide par la potasse.

Acide élaïdique. — Il est isomère de l'acide oléique, et se forme lorsqu'on traite l'acide oléique par l'acide hypoazotique; au bout de quelque temps, tout cet acide se prend en masse; on lave avec de l'eau, et l'on fait cristalliser dans l'alcool. Il est solide, sous forme de paillettes nacrées, brillantes comme l'acide borique, fusibles à 44° c., rougissant fortement le papier de tournesol, solubles dans l'alcool bouillant, qui le laisse déposer en grande partie par le refroidissement. Chauffé, il distille en grande partie sans être altéré. Il sature les bases, et dégage l'acide carbonique des carbonates alcalins. L'élaïdate de potasse est en aiguilles légères et brillantes; celui de soude est en paillettes argentées, plus légères et plus brillantes que l'acide élaïdique.

De l'acide sébacique, $H^{16}C^{20}O^{6}$, HO. — L'acide sébacique fait partie du produit liquide que l'on obtient dans le récipient lorsqu'on distille

de l'acide oléique ou de la graisse dans des vaisseaux fermés ; il y est en petite quantité, et se trouve mêlé avec plusieurs autres substances (voy. *Graisse*).

Il cristallise en petites aiguilles incolores, peu consistantes, inodores, douées d'une saveur acidule, légèrement amère, plus pesantes que l'eau, rougissant l'*infusum* de tournesol. Chauffé, il fond à 127°, puis il se volatilise sans altération ; il est inaltérable à l'air et peu soluble dans l'eau froide ; ce liquide bouillant en dissout les 0,20 de son poids ; aussi se dépose-t-il sous forme d'aiguilles ou de lames brillantes à mesure que la dissolution se refroidit. Il est très-soluble dans l'alcool et l'éther à toutes les températures ; les huiles fixes et volatiles le dissolvent également. Il s'unit à la potasse, à la soude et à l'ammoniaque, et forme des sels cristallisables solubles et décomposables par les acides azotique, sulfurique ou chlorhydrique ; en effet, ces acides se combinent avec l'alcali, et précipitent l'acide sébacique. Il ne trouble point les eaux de chaux, de baryte ou de strontiane ; mais les sébates solubles précipitent en blanc les sels de ces bases. Il précipite en blanc les acétates de plomb et de mercure, ainsi que les azotates de ces bases et celui d'argent. Il est bibasique et sans usages.

Préparation. Pour obtenir l'acide sébacique, on épuise par l'eau bouillante les produits liquides ou solides de la distillation de l'acide oléique ou des corps gras qui en contiennent, jusqu'à ce que ces eaux ne déposent plus de cristaux ; on recueille ces cristaux sur un filtre, on les lave avec de l'eau froide, et on les fait cristalliser jusqu'à ce qu'on les obtienne incolores.

DE L'ACTION DE L'ACIDE AZOTIQUE sur les acides stéarique, margarique et oléique.

A peine l'acide azotique a-t-il agi sur l'acide stéarique, que celui-ci est déjà changé en acide margarique ; je n'ai donc à m'occuper que de l'action de l'acide azotique sur les acides margarique et oléique. On obtient plusieurs acides, dont les uns sont volatils et distillent, les autres sont fixes ou beaucoup moins volatils, et restent dans la cornue ; les premiers sont les acides *formique, acétique, acétonique, butyrique, valérianique, caproïque, œnanthylique, caprylique, pélargonique, caprique.* Les acides fixes ou peu volatils sont les acides *succinique, adipique, pimélique, subérique,* et *sébacique.* On peut regarder les acides volatils de la première série, si l'on ne sépare pas dans les formules l'équivalent d'eau basique, comme étant formés de 4 équivalents d'oxygène et d'un

rbure d'hydrogène isomère du gaz oléfiant : ainsi l'acide formique, C^2O^3,HO, est représenté par H^2C^2 (carbure d'hydrogène) O^4; l'acide lérianique, $H^9C^{10}O^3,HO$, est représenté par $H^{10}C^{10}$ (carbure d'hy-ogène) O^4. Quant aux acides fixes ou peu volatils, on peut les nsidérer comme composés de 8 équivalents d'oxygène et d'un rbure d'hydrogène; ainsi l'acide succinique, $H^4C^8O^6,2HO = H^6C^8,O^8$; cide subérique, $H^{12}C^{16}O^6,2HO$, peut être représenté par $H^{14}C^{16},O^8$ aurent, Redtenbacher et Bromeis).

Acide acétonique, $H^5C^6O^3,HO$.

Acide pélargonique, $H^{17}C^{18}O^3,HO$.

Acide adipique, $H^8C^{12}O^6,2HO$. — Il est cristallisé, fusible à 130°, vo-til, sans altération, pouvant former, avec l'alcool et l'acide chlorhy-ique gazeux, un éther *adipique*, $2H^5C^4O,H^8C^{12}O^6$, ayant l'odeur de mmes de reinette. Il donne avec les bases des sels bien définis à 2 équi-lents de base.

Acide pimélique, $H^{10}C^{14}O^6,2HO$. — Il est fusible à 114°.

Acide subérique, $H^{12}C^{16}O^6,2HO$. — Il est le résultat de l'action de l'a-de azotique sur les acides stéarique, margarique et oléique, sur les aisses, sur le liége (*suber*), et sur l'écorce de plusieurs arbres, tels ie le cerisier, le bouleau, le prunier, etc. Il est sous forme de petits istaux blancs, grenus, assez durs, d'une saveur peu marquée, sans leur, ayant fort peu d'action sur le tournesol. Chauffé graduellement ins une cornue, il fond comme de la graisse, entre 50° et 54°; mais, iand il a été séché, il fond à 118° ou 120°, et peut être obtenu cristal-sé par le refroidissement, surtout si on l'agite contre les parois du ise lorsqu'il est fondu; chauffé plus fortement, il se sublime en entier us forme de gouttelettes qui cristallisent en longues aiguilles. Lors-i'on le met sur des charbons incandescents, il fond, et répand une fu-ée qui a l'odeur du suif. Il est soluble dans 100 parties d'eau froide et ins deux fois son poids d'eau bouillante. L'alcool bouillant en dissout n poids, et l'éther froid un dixième. Les azotates de plomb, de mercure d'argent, le chlorure d'étain, le sulfate de protoxyde de fer, et l'acé-ite de plomb, sont précipités par cet acide, qui ne trouble point, au ontraire, les dissolutions de sulfate de cuivre etde zinc. Il se rapproche, ar sa composition, des acides gras et volatils. Il n'a point d'usages.

Les *subérates* sont décomposés par le feu, excepté ceux de potasse, e soude et d'ammoniaque; ils sont, pour la plupart, insolubles ou peu lubles. Les acides un peu forts précipitent l'acide subérique qui entre ans la composition des subérates solubles; ceux-ci décomposent pres-ue toutes les dissolutions salines neutres des six dernières classes.

Les *subérates de potasse* et *d'ammoniaque* cristallisent facilement ; le dernier précipite les dissolutions concentrées d'alun, d'azotate de chaux et de chlorure de calcium (Bouillon-Lagrange).

Lorsqu'on décompose par le feu le subérate de chaux avec un excès de chaux, on obtient la *subérone* (Boussingault), H^7C^8O, huile incolore, d'une odeur agréable, bouillant à 176°, presque insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther, et qui se transforme en acide subérique, soit en la laissant à l'air pendant longtemps, soit en la traitant par l'acide azotique.

Préparation. On chauffe dans une cornue 6 parties d'acide azotique à 30 degrés et 1 partie de râpure de liége : on cohobe et on recohobe le liquide distillé jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz bioxyde d'azote ; alors on verse la masse contenue dans la cornue dans une capsule de porcelaine, et on la fait évaporer en l'agitant continuellement ; quand elle est sous forme d'extrait, on y ajoute six ou sept fois son poids d'eau ; on la fait chauffer pendant quelque temps, et on la retire du feu ; lorsque le refroidissement est opéré, on y remarque 3 parties distinctes : 1° on voit à la surface une matière grasse figée, que l'on enlève avec une carte ; 2° au fond se trouve une matière ligneuse et floconneuse ; 3° enfin l'acide subérique fait partie du liquide, que l'on concentre par la chaleur et qu'on laisse refroidir : par ce moyen, l'acide se dépose sous forme de petits grains.

De l'acide linéolique. $H^{38}C^{46}O^5, HO$.

Il existe dans l'huile de lin, et il est obtenu en saponifiant cette huile par la soude. Il est jaune pâle, inodore, très-fluide, et il absorbe l'oxygène de l'air avec la plus grande rapidité, même lorsqu'il est uni aux bases. On l'obtient en décomposant par l'acide chlorhydrique le savon qui résulte de l'action de la soude sur l'huile de lin fraîche.

De l'acide érucique. $H^{42}C^{44}O^4$.

Il existe dans l'huile que l'on retire des graines de moutarde noire et blanche et d'*eruca*. Il est en aiguilles brillantes, fusibles à 34°. Il se rapproche, par sa composition, de l'acide oléique ; comme lui, il forme avec les bases des savons qui sont des *érucates,* et il y a de la glycérine mise à nu. On l'obtient en décomposant par l'acide chlorhydrique l'érucate de soude préparé avec de la soude et l'huile grasse retirée des graines d'*eruca* (Darby, *Journ. de pharm.,* septembre 1849).

Des acides ricinique, stéaroricinique et oléoricinique.

Ces acides existent dans l'huile de ricin. Quand on décompose par un ide le savon obtenu avec cette huile et un alcali, on en sépare une ile qui se fige à la température ordinaire; en exprimant celle-ci en- des papiers buvards, et en traitant la partie solide par l'alcool bouil- it, il se dépose de l'acide *stéaroricinique*; en soumettant à —2° l'huile uide qui provient de l'expression de la première, entre des papiers vards, elle se fige aussi, du moins en grande partie; si on l'exprime ns du papier joseph, elle donne l'acide *ricinique* solide, et de l'acide *oricinique* liquide à —2°.

L'acide *ricinique* est solide à —2°, jaune, d'une saveur âcre, très- uble dans l'alcool, dans l'éther et dans les huiles essentielles, fusi- à 22°, pouvant être distillé sans altération. Il forme, avec la potasse la soude, des sels solubles dans l'eau, et avec la magnésie et l'oxyde plomb, des sels solubles dans l'alcool. Il a été découvert par I. Bussy et Le Canu.

L'acide *stéaroricinique* ou *margaritique* est sous forme de paillettes crées, brillantes, douces au toucher, insipides, inodores, insolubles ns l'eau, solubles dans l'alcool, mais *beaucoup moins* que l'acide mar- rique; la dissolution alcoolique rougit le tournesol. Il *ne fond qu'au- ssus de* 130° c. Il sature les bases et donne, avec la magnésie, un sel soluble dans l'alcool.

Acide oléoricinique, $H^{35}C^{38}O^5,HO$. D'après M. Saalmuller, il existe- it encore dans l'huile de ricin un acide solide, fusible à 74°, auquel a donné le nom d'acide *oléoricinique*.

De l'acide phocénique (de *phocœna*, marsouin). $H^7C^{10}O^5, HO$.

Cet acide, décrit d'abord sous le nom d'acide *delphinique*, existe dans uile des dauphins et des marsouins, dans l'orcanette (*anchusa tincto- um*), et dans les baies du *viburnum opulus*. Il est liquide et semblable une huile volatile; il ne se congèle pas à 9°—0°; il ne bout qu'au delà 100°, et peut être distillé sans éprouver la moindre décomposition; est incolore, doué d'une odeur très-forte particulière, quoique ayant elque analogie avec celle de l'acide acétique et du beurre fort; sa sa- ur, très-piquante d'abord, ressemble ensuite à celle de la pomme de inette; il laisse une tache blanche sur les parties de la langue avec squelles il a été en contact. Il est à peine soluble dans 18 parties d'eau

à 30°, tandis qu'il se dissout très-bien dans l'alcool et dans l'acide sulfurique concentré froid ; il dissout le fer qui a le contact de l'air ; il brûle à la manière des huiles volatiles; il s'unit aux bases pour former des sels. Le *phocénate de potasse* a une saveur piquante, légèrement alcaline ; il est excessivement déliquescent et très-soluble dans l'alcool ; il rétablit la couleur du papier rougi par cet acide. Celui de *baryte* est en gros cristaux transparents, incolores, d'un éclat gras, légèrement alcalins, très-solubles dans l'eau, et non déliquescents. On croit l'acide phocénique identique avec l'acide valérianique ; dans ce cas, la composition qu'on lui assigne ne serait pas exacte, car la formule de l'acide valérianique est $H^9C^{10}O^3$, HO.

Préparation de l'acide phocénique. On saponifie 100 parties d'huile de marsouin par 60 parties de potasse et 100 parties d'eau : après avoir dissous le savon dans l'eau chaude, on le décompose par l'acide tartrique ; il se produit un liquide aqueux qu'il suffit de distiller pour obtenir l'acide phocénique ; à la vérité, l'acide ainsi recueilli dans le récipient est impur ; on le neutralise par l'hydrate de baryte, on évapore, et l'on obtient du phocénate de baryte sec, que l'on décompose par l'acide sulfurique étendu de son poids d'eau.

De l'acide caproïque (de *capra,* chèvre). $H^{11}C^{12}O^3$, HO.

Cet acide existe dans les beurres de chèvre et de vache. Il est incolore, liquide comme les huiles volatiles, d'une odeur semblable à celle de la sueur, d'une saveur piquante avec un arrière-goût douceâtre ; il blanchit la langue ; il ne se congèle pas à 9° — 0°, et peut être distillé sans se décomposer ; il bout à 210° ; il ne se dissout que dans 75 parties d'eau ; l'alcool le dissout en toutes proportions ; il agit sur le fer comme l'acide phocénique ; il brûle comme les huiles volatiles. Le *caproate de potasse* est sous forme d'une masse gélatineuse transparente, qui, par l'action de la chaleur, devient d'un blanc d'émail. Le *caproate de baryte* est en lames hexagonales, brillantes si elles sont humides, efflorescentes si elles sont en contact avec l'air, et alors elles présentent l'aspect gras du talc : leur saveur est alcaline, leur odeur semblable à celle de l'acide caproïque ; l'eau peut en dissoudre un douzième de son poids à 10°.

Préparation de l'acide caproïque (voy. *Beurre*).

De l'acide caprique (de *capra,* chèvre). $H^{19}C^{20}O^3$, HO.

Il existe dans le beurre de vache. Il est sous forme de petites aiguilles incolores, à 6°,5 + 0° ; à 18°, il est liquide ; son odeur, semblable à

le du précédent, rappelle néanmoins l'odeur du bouc; sa saveur est de, brûlante, avec un léger goût de bouc; il est à peine soluble ns l'eau; l'alcool le dissout en toutes proportions. Le *caprate de ba-e* est en écailles fines, brillantes, d'un aspect gras, très-légères si la stallisation a été rapide, et en globules de la grosseur d'un grain de ènevis, si l'évaporation a été lente; sa saveur est alcaline, amère; son eur est semblable à celle de l'acide caprique: il est à peine soluble ns l'eau.

Préparation de l'acide caprique (voy. *Beurre*).

De l'acide caprylique. $H^{15}C^{16}O^{3}, HO$.

l existe dans le beurre de vache. Il est solide au-dessous de 14°, ne odeur analogue à celle de l'acide sébacique, fusible au-dessus 14°, bouillant vers 240°, soluble dans 400 parties d'eau bouillante, s-soluble dans l'alcool et l'éther. Il forme, avec la baryte, un sel plus uble que le caproate (voy. *Essence de rue*).

De l'acide butyrique (de *butyrum*, beurre). $H^{7}C^{8}O^{4}, HO$.

l existe dans le beurre; on le produit aussi en faisant fermenter, à de du caséum, du gluten, etc., un mélange de sucre de canne ou glucose, d'eau et de craie (carbonate de chaux). Il est incolore, blable à une huile volatile, d'une odeur analogue à celle de l'acide rique, mais moins forte, d'une saveur très-piquante d'abord, puis iceâtre; il blanchit la langue, et produit sur du papier collé une he grasse qui disparaît à l'air en répandant une odeur de beurre ou fromage de Gruyère; sa densité est de 0,963. Il ne se congèle pas 0°—0°, mais il se solidifie à la température de l'acide carbonique ide. Il bout à 164°, et peut être distillé sans se décomposer. Chauffé c le contact de l'air, il brûle comme les huiles volatiles. L'eau et cool le dissolvent en toutes proportions; la dissolution alcoolique a e odeur éthérée de pomme de reinette, d'autant plus sensible que la solution est plus ancienne. Il donne avec le chlore deux acides chlo-, $H^{5}C^{8}Cl^{2}O^{3}, HO$, et $H^{4}C^{8}Cl^{3}O^{3}, HO$. Il est soluble à froid dans les de sulfurique et azotique concentrés. Chauffé avec le double de son ids d'acide azotique de 1,40 de densité, il est transformé, au bout de isieurs jours de traitement, en acide *succinique* (Dessaignes, *Journ. pharm.*, février 1850). Il dissout le fer comme le précédent. Il s'unit a graisse de porc fondue, et le composé qui en résulte a l'odeur et la

saveur du beurre : toutefois ce *beurre* artificiel perd tout son acide par son exposition à l'air, ce qui n'arrive pas au beurre ordinaire. Il forme des sels avec les bases. Le *butyrate de potasse* a l'odeur du beurre frais, et une saveur douceâtre ; il cristallise en choux-fleurs, il est très-déliquescent, et très-soluble dans l'eau. Le butyrate de baryte cristallise en prismes aplatis, transparents, flexibles, d'un éclat gras, d'une saveur alcaline chaude, solubles dans l'eau.

Le *butyrate de chaux* décomposé par la chaleur donne la *butyrone* et le *butyral*. La *butyrone*, H^7C^7O, est liquide, odorante, inflammable, et bout à 140°. Le *butyral*, $H^8C^8O^2$, est liquide, et bout à 95° ; il s'oxyde à l'air, surtout sous l'influence de la mousse de platine, et se transforme en acide butyrique ; il réduit l'oxyde d'argent comme l'aldéhyde. Il est à l'acide butyrique ce que l'aldéhyde est à l'acide acétique (voy. *Aldéhyde*, p. 184).

Préparation de l'acide butyrique (voy. *Beurre*).

De l'acide oléobutyrique. $H^{30}C^{34}O^4,HO$.

Il est le résultat de la saponification, par la potasse, de la partie liquide et huileuse que l'on sépare du beurre de vache pur soumis à la pression. Il est huileux et incolore. Chauffé en vaisseaux clos, un peu au-dessus de 100°, il brunit fortement, dégage du bicarbure d'hydrogène, et un peu d'eau et d'acide carbonique ; à une température un peu plus élevée, il donne des produits incolores condensables, dans lesquels on a vainement cherché l'acide sébacique, ou tout autre acide gras soluble dans l'eau bouillante, tandis que l'acide oléique fournit dans ces conditions de l'acide sébacique. Chauffé, avec le contact de l'air, au bain-marie, il devient plus visqueux en absorbant l'oxygène, sans donner de l'eau ni de l'acide carbonique (Bromeis, *Annales de chimie*, février 1843).

De l'acide palmitique. $H^{32}C^{32}O^4$.

Il existe dans l'huile de palme ; il ne diffère pas de l'acide *éthalique* (voy. p. 214).

De l'acide hircique.

Il existe dans la graisse de bouc (*hircus*). Il est incolore à 0°, plus léger que l'eau, d'une odeur d'acide acétique et de bouc, volatil, peu

uble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool; il rougit l'eau de tourne-
:. L'*hirciate de potasse* est déliquescent; celui de *baryte* n'est pas très-
luble dans l'eau; celui d'*ammoniaque* a une odeur de bouc plus mar-
ée que celle de l'acide.

Préparation. Après avoir saponifié par la potasse la graisse de bouc,
décompose la masse savonneuse par l'acide tartrique; le liquide
ueux provenant de cette décomposition contient de l'acide hircique;
le distille, et l'on obtient cet acide mêlé à de l'eau dans le récipient;
le sature avec de l'hydrate de baryte, et on fait évaporer : l'hirciate
baryte desséché est décomposé par l'acide sulfurique étendu de son
ids d'eau, qui forme avec la baryte un sulfate insoluble et laisse l'a-
le hircique.

De l'acide cérotique (*cérine*). $H^{53}C^{54}O^3,HO$.

Il existe dans la cire, dont il fait les $^{22}/_{100}$. Il est en petites aiguilles
istallines fusibles à 78°, volatiles s'il est pur, solubles dans l'alcool bouil-
it. Le chlore peut lui enlever 12 équivalents d'hydrogène, et donner
l'acide chlorocérotique, $H^{41}C^{54}Cl^{12}O^3$, HO, jaune, visqueux et trans-
rent. On obtient l'acide cérotique en traitant la cire par l'alcool bouil-
it, jusqu'à ce que la partie indissoute fonde à 70°, c'est-à-dire soit
luite à de la myricine. L'acide cérotique en dissolution dans l'alcool
précipité par l'acétate de plomb; le cérotate déposé est décomposé
r l'acide acétique concentré, qui dissout l'oxyde de plomb et laisse
cide cérotique; il ne s'agit plus que de faire cristalliser celui-ci dans
lcool.

De l'acide cérolélque (*céroléine*).

Il existe dans la cire des abeilles, dont il fait les 4 ou les $^{5}/_{100}$. Il est
ide, mou, fusible à 28°,5, très-soluble dans l'alcool et l'éther froids.
ı l'obtient en évaporant le *solutum* alcoolique refroidi, préparé avec
cire et l'alcool bouillant (voy. *Cire*).

De l'acide myristique. $H^{27}C^{28}O^3$, HO.

Il existe dans la myristine, et par conséquent dans le beurre de mus-
ıdes (*myristica moschata*). Il est sous forme de paillettes brillantes fu-
bles à 43°, décomposables, en partie du moins, à une températur_e
lus élevée, insolubles dans l'eau, peu solubles dans l'alcool froid,

très-solubles dans ce liquide bouillant, donnant avec l'alcool vinique de l'éther myristique (voy. p. 178), et formant avec les bases des myristates. On l'obtient en décomposant par les acides minéraux étendus le myristate de potasse ou de soude, préparé en chauffant la myristine avec l'un ou l'autre de ces alcalis.

De l'acide lithofellique. $H^{56}C^{40}O^{8}$.

Il existe, d'après Wœhler, dans le bezoard oriental. Il est analogue aux acides gras. Il fond à 205°; chauffé au delà, il donne une masse vitreuse, fusible à 105°, qui a perdu les éléments de 2 équivalents d'eau. Il est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool et l'éther. L'acide azotique le transforme en un acide azoté, $H^{28}C^{40}AzO^{22}$. Le lithofellate de potasse, dissous dans l'hydrate de potasse, est d'un jaune très-foncé, et dépose des cristaux d'un bleu noirâtre par son contact avec l'air.

De l'acide laurostéarique ou pichurique. $H^{23}C^{24}O^{3}, HO$.

Il est très-abondant dans le beurre de coco; il existe aussi dans l'huile de laurier et dans les fèves pichurim. Il est cristallisé, d'une densité de 0,883 à 0°; il fond vers 43°; il est soluble dans l'alcool vinique, avec lequel il peut former un éther.

D'après M. Georgey, l'acide *cocinique*, que l'on a cru exister dans le beurre de coco, n'est qu'un mélange d'acide caprique et d'acide laurostéarique.

De l'acide bassique. $H^{56}C^{56}O^{4}$.

Il existe dans l'huile de *bassia latifolia*, associé à de l'acide oléique et à un autre acide gras. Il est blanc, cristallin, fusible à 70°,5, volatil à une chaleur modérée, décomposable en plusieurs carbures d'hydrogène liquides, si on le chauffe à la lampe. Il forme avec les bases des bassiates, qui sont de vrais savons.

Il existe encore dans la même huile un acide gras, ayant l'aspect de la cire, fusible à 56°, dont la formule est $H^{30}C^{30}O^{4}$, et qui paraît intermédiaire entre l'acide myristique, $H^{28}C^{28}O^{4}$, et l'acide palmitique, $H^{32}C^{32}O^{4}$ (Hardwick, *Journ. de pharm.*, février 1850).

De l'acide anamyrtique. $H^{34}C^{32}O^{3},HO$.

Il existe dans l'*anamirtine* (*anamirtate de glycérine*), substance que l'on retire de la coque du Levant. Il est en aiguilles fines, d'un éclat nacré, fusibles à 68°, formant avec l'alcool vinique un éther (voy. p. 170). On l'obtient en décomposant par un acide le produit résultant de l'action à chaud de l'anamirtine sur la potasse ou la soude.

Des acides benique et moringique.

Ils existent dans l'huile de ben (*moringa aptera*). L'acide *benique,* $H^{29}C^{30}O^{3},HO$, a la plus grande analogie avec l'acide palmitique ou éthalique (voy. p. 214). L'acide *moringique,* $H^{27}C^{30}O^{3},HO$, est liquide, incolore ou légèrement jaunâtre, à peine sapide et odorant; à 0°, il cristallise. L'acide sulfurique le colore en rouge foncé. On les obtient en traitant l'huile de ben par la potasse, et en la saponifiant.

De l'acide cévadique.

MM. Pelletier et Caventou ont obtenu avec la cévadille un acide qu'ils ont cru différent de ceux qui étaient déjà connus. Voici les caractères qu'ils lui ont assignés. Il est sous forme d'aiguilles ou de concrétions cristallines d'un très-beau blanc, solubles dans l'eau; il a une odeur analogue à celle de l'acide butyrique; il fond à 20°+0°, et peut être sublimé à une chaleur peu élevée sans se décomposer. L'alcool et l'éther le dissolvent facilement. Il forme avec les bases des sels qui sont un peu odorants; le cévadate d'ammoniaque précipite les sels de sesquioxyde de fer en blanc. On obtient cet acide en traitant par la potasse la matière grasse que l'on sépare de la cévadille par l'éther; il se forme une masse savonneuse qui, étant délayée dans l'eau et précipitée par l'acide tartrique, fournit un liquide dans lequel se trouve l'acide cévadique; on distille ce liquide, l'acide passe dans le récipient; on le sature par la baryte, puis on décompose le cévadate de baryte par l'acide phosphorique, et on obtient l'acide par une nouvelle distillation.

De quelques acides peu connus et peu étudiés.

Acide caféique et cafétannique. — Ces deux acides ont été découverts par Runge, en décomposant une décoction de café par de l'acétate de

plomb ; en traitant le précipité obtenu par l'acide sulfhydrique, on obtient les deux acides en dissolution dans l'eau ; en évaporant jusqu'en consistance de sirop le liquide filtré et en traitant par l'alcool, l'acide caféique se sépare sous forme d'une poudre blanche, tandis que l'acide cafétannique reste en dissolution.

Acide bolétique. — Il a été trouvé dans le *boletus pseudoigniarius.* Il est cristallisé en aiguilles quadrilatères, incolores, offrant une saveur acide, analogue à celle du tartre ; il se sublime sans s'altérer beaucoup. On le prépare en traitant par l'alcool le suc de la plante évaporé, et en dissolvant dans l'eau le produit blanc que l'on obtient ; on précipite la dissolution par un sel de plomb, et on décompose le précipité par de l'acide sulfhydrique.

L'*acide fungique*, découvert de même que le précédent par M. Braconnot, existe dans la plupart des champignons, et s'extrait par les mêmes moyens.

L'*acide tanacétique*, contenu, d'après Peschier, dans les fleurs de tanaisie (*tanacetum vulgare*), cristallise en aiguilles ; il est soluble dans l'eau et précipite les sels de baryte, de chaux, de plomb, d'argent, de zinc et de mercure.

L'*acide lactucique*, que Pfaff prétendait avoir découvert dans le suc du *lactuca virosa*, ne serait autre chose, selon Walz, que de l'acide oxalique.

L'acide *atropique* parait exister, d'après Richter, dans la belladone (*atropa belladona*), en combinaison avec l'*atropine.* On l'obtient en traitant par la potasse le suc de la plante évaporé, et en décomposant le sel par l'acide sulfurique. Cet acide paraît être volatil.

L'*acide solanique* se trouve, suivant Peschier, dans presque toutes les solanées.

Il existe encore une multitude d'autres acides dont l'existence a été signalée par plusieurs auteurs, mais sur les propriétés desquels on ne possède aucun renseignement précis.

DES ACIDES QUI N'EXISTENT PAS DANS LA NATURE,
et qui sont le produit de réactions variées.

Les acides de cette catégorie sont le résultat de la décomposition de certaines matières organiques par le feu, par les acides, ou par d'autres agents. Quoique je les aie décrits en parlant des substances qui les

fournissent, il me paraît convenable de nommer ici la plupart de ceux qui sont connus. Ce sont les acides

Sulfosaccharique.	OEthalique.	Chlorophénusiq.	Subérique.
Oxalhydrique.	Lampique.	Nitrophénésique.	Chrysammique.
Glucique.	Xanthique.	Binitrophénique.	Chrysolépique.
Apoglucique.	Sulfovinique.	Trinitrophéniq.	Aloétique.
Mélassique.	Phosphovinique.	Coumarique.	Aloérétinique.
Métacétonique.	Carbovinique.	Chloreuxanthiq.	Rhodéorétinique.
Végétosulfurique.	Oxalovinique.	Bromeuxanthiq.	Ulmique.
Mucique.	Sulfocarboviniq.	Nitreuxanthique.	Humique,
Pyromucique.	Acéteux.	Kokkinique.	Cacodylique.
Pectosique.	Trigénique.	Oxypicrique.	Tartralique.
Pectique.	Térébique.	Porphyrique.	Tartrélique.
Parapectique.	Térébenzique.	Hamathionique.	OEnanthique.
Métapectique.	Térephthalique.	Chlorosuccique.	OEnanthylique.
Pyropectique.	Téréchrysique.	Chlorazosuccique.	Rutique.
Amalique.	Formobenzoïliq.	Eugénique.	Pélargonique.
Nitrophlorétique.	Sulfobenzinique.	Anisique.	Opianique.
Phloridzique.	Sulfobenzoïque.	Cuminique.	Narcotique.
Pyrolivique.	Nitrobenzoïque.	Toluique.	Opianosulfureux.
Méchloïque.	Bromobenzoïque.	Nitrotoluique.	Sulfopianique.
Cholestérique.	Salicyleux.	Camphorique.	Hémipinique.
Cérosique.	Nitrosalicyleux.	Campholique.	Eumopique.
Choloïdamique.	Salicylique.	Camphovinique.	Tous les acides pyrogénés.
Ambréique.	Phénique.	Sulfonaphtalique.	
Sulfoglycérique	Chlorophénésiq.	Sulfonaphtique.	
Phosphoglycériq.	Chlorophénisique.	Aspartique.	

DES AMIDES NEUTRES ET ACIDES, DES NITRILES ET DES HYDRAMIDES.

On désigne sous le nom d'*amide* tout corps azoté neutre, acide ou basique, qui diffère d'un sel ammoniacal par les éléments de l'eau, et qui régénère un sel ammoniacal, lorsqu'on le soumet à des influences qui déterminent la fixation de l'eau ; ainsi, en décomposant par le feu l'oxalate d'ammoniaque, H^3Az, HO, C^2O^3, on obtient l'amide connu sous le nom d'*oxamide* $= H^2AzC^2O^2$, et 2 équivalents d'eau.

On donne le nom de *nitrile* au produit de la *déshydratation* des amides: ainsi la *benzamide,* $H^7C^{14}O^2Az$, si elle perd 2 équivalents d'eau, se transforme en benzonitrile, $H^5C^{14}Az$.

On a décrit, sous le nom d'*hydramides,* des produits formés par la réaction de l'ammoniaque sur quelques huiles essentielles, qui peuvent être représentés par les éléments de trois molécules de l'huile volatile, par ceux de deux molécules d'ammoniaque, moins les éléments de six

molécules d'eau; d'où il suit que, pendant la réaction, il y a eu formation d'eau : ainsi 3 parties d'huile essentielle de la reine des prés (hydrure de salicyle) et 2 d'ammoniaque donnent 1 partie d'*hydramide* et 6 équivalents d'eau.

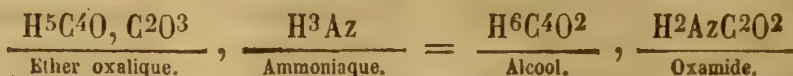


$$\underbrace{3\,H^6C^{14}O^4}_{\text{Hydrure de salicyle.}},\ \underbrace{2\,H^3Az}_{\text{Ammoniaque.}} = \underbrace{H^{18}C^{42}Az^2O^6}_{\text{Salydramide.}},\ \underbrace{6\,HO}_{\text{Eau.}}$$

Des amides.

Les amides ont été divisées en *neutres, acides* et *basiques.*

Amides neutres. On les obtient, 1° en décomposant certains sels ammoniacaux par le feu; 2° en faisant agir le gaz ammoniac sur quelques acides anhydres; 3° en traitant des corps chlorés par l'ammoniaque; 4° en dédoublant certains corps azotés; 5° en soumettant les éthers à l'action de l'ammoniaque liquide. Par ce mode, d'une exécution facile, on obtient de l'alcool et l'amide :



$$\underbrace{H^5C^4O,\ C^2O^3}_{\text{Ether oxalique.}},\ \underbrace{H^3Az}_{\text{Ammoniaque.}} = \underbrace{H^6C^4O^2}_{\text{Alcool.}},\ \underbrace{H^2AzC^2O^2}_{\text{Oxamide.}}$$

Les amides *neutres* sont en général peu solubles dans l'eau froide, et ont une saveur quelquefois légèrement sucrée. Elles sont toutes fusibles; plusieurs sont volatiles. En les faisant bouillir longtemps dans l'eau, on les transforme en sels ammoniacaux. Les alcalis, à la température de l'ébullition, les changent promptement en sels ammoniacaux, et en dégagent de l'ammoniaque. L'acide phosphorique anhydre et le perchlorure de phosphore enlèvent aux amides neutres les éléments de 2 équivalents d'eau. Les principales amides neutres sont l'*oxamide,* la *mucamide,* la *benzamide,* la *butyramide,* la *lactamide,* la *salicylamide,* la *sulfamide,* la *succinamide,* la *valéramide,* etc.

Oxamide, H^2Az,C^2O^2. Si l'on chauffe 2 ou 300 gr. d'oxalate d'ammoniaque dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient auquel s'ajuste un tube propre à recueillir les gaz, on obtient dans le récipient, à l'aide d'une chaleur graduée, de l'eau fortement chargée de carbonate d'ammoniaque, tenant en suspension une matière floconneuse d'un blanc grisâtre; le col de la cornue est tapissé de cristaux de carbonate d'ammoniaque, et présente en outre un dépôt épais de la matière d'un blanc grisâtre, déjà signalée. On réunit ce dépôt détaché du col de la cornue avec la liqueur du récipient, on délaie avec de l'eau, on jette sur un

filtre, et, en lavant ce dépôt à grande eau, on obtient une poudre blanche, qui est l'*oxamide* pure. On prépare l'oxamide plus facilement et plus pure en mêlant de l'éther oxalique avec de l'ammoniaque liquide; quelques instants après, l'oxamide se dépose (Liebig). Insoluble dans l'eau et dans l'alcool, l'oxamide offre la même composition que l'oxalate d'ammoniaque, moins 1 équivalent d'eau; sous l'influence de la potasse et de la soude en dissolution bouillante, elle est changée en ammoniaque qui se dégage, et en acide oxalique qui s'unit à ces bases; l'ammoniaque agit de même. Tous les acides un peu énergiques, et même l'acide oxalique, convertissent l'oxamide en acide oxalique, en passant eux-mêmes à l'état de sels ammoniacaux.

Mucamide. Elle est blanche, peu soluble dans l'eau; chauffée à 220°, elle donne la *pyromucamide biamidée.* On obtient la mucamide en traitant l'éther mucique par l'ammoniaque liquide.

Benzamide, $H^2Az, H^5C^{14}O^2$ (voy. *Huile essentielle d'amandes amères,* p. 225).

Butyramide, $H^9C^8AzO^2$. Elle est sous forme de larges lames incolores et transparentes, que les alcalis et les acides transforment en acide butyrique et en ammoniaque; elle ne diffère du butyrate d'ammoniaque que par les éléments de 2 équivalents d'eau. On l'obtient en mêlant l'éther butyrique à l'ammoniaque liquide (Chancel).

Lactamide, $H^2Az, H^5C^6O^4$. Elle est cristallisable, et se comporte, avec les alcalis et les acides hydratés, comme une amide. On l'obtient en faisant absorber à la *lactide* (voy. p. 112) du gaz ammoniac sec.

Salicylamide (voy. *Éther méthylsalicylique,* p. 202).

Sulfamide, H^2Az, SO^2. Elle est le résultat de l'action qu'exerce le gaz ammoniac sec sur l'acide chlorosulfurique ou sur l'acide sulfurique anhydres. Elle est sous forme de cristaux blancs, très-réguliers et très-solubles dans l'eau, avec production de froid; elle rougit le papier bleu de tournesol.

Sulfamide dérivée. On l'obtient en versant une dissolution de sulfamide dans du chlorure de baryum ammoniacal (*Ann. de chim.,* juillet 1843, mémoire de M. Jacquelain).

M. Regnault avait décrit, sous le nom de *sulfamide,* le résultat de l'action qu'exerce le gaz provenant de la décomposition de l'acide sulfurique par l'alcool uni au chlore gazeux sur le gaz ammoniac sec.

Succinamide, $H^3C^8O^3, 2H^2Az, HO$. Elle est cristallisée, insoluble dans l'alcool absolu et dans l'éther; les acides et les alcalis hydratés la transforment en acide succinique et en ammoniaque. Chauffée, elle se

change en partie en *bisuccinamide*. On peut la représenter par du succinate d'ammoniaque, dont on aurait séparé les éléments de 2 équivalents d'eau. On l'obtient en soumettant l'éther succinique à l'action prolongée de l'ammoniaque liquide, ou en traitant l'acide succinique anhydre par le gaz ammoniac sec.

On doit encore ranger parmi les amides le *sulfatammon* et le *parasulfatammon*, corps isomériques, H^3Az, SO^3, qui résultent de l'action de quantités différentes de gaz ammoniac anhydre sur l'acide sulfurique anhydre; le *sulfate d'ammoniaque acide anhydre*, $3H^3Az, 4SO^3$; les *sulfites d'ammoniaque anhydres*, H^3Az, SO^2, et $H^3Az, 2SO^2$; la *carbamide*, H^2Az, CO, produite en faisant arriver du gaz ammoniac anhydre en excès dans des flacons pleins de gaz acide chloroxycarbonique; la *phosphamide*, H^3Az^2, PhO^2, résultant de la réaction du gaz ammoniac sec sur les chlorures de phosphore en présence de l'eau; la *biphosphamide*, $AzPhO^2$, et le *phospham*, $HPhAz^2$.

Valéramide, $H^{11}C^{10}, AzO^2$. En traitant l'éther valérique par l'ammoniaque, on obtient la valéramide, laquelle, soumise à l'action de l'acide phosphorique anhydre, donne le valéronitrile.

Amides acides ou acides amidés. On les obtient en décomposant par le feu des sels ammoniacaux *acides*, ou bien en traitant des acides anhydres par du gaz ammoniac sec; on peut les considérer comme des composés d'une amide neutre et d'un acide. Elles se transforment en sels ammoniacaux dès qu'elles prennent les éléments de l'eau. C'est en décomposant par le feu le *bioxalate* d'ammoniaque que M. Balard a découvert le type des amides acides, l'acide *oxamique*, qui ne diffère du bioxalate d'ammoniaque que par les éléments de 2 équivalents d'eau en moins. Cet acide $= H^2Az, HOC^4O^5$, est pulvérulent, jaunâtre. Chauffé, il donne de l'eau, de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, et de l'oxamide. Les principales amides acides, outre l'acide *oxamique*, sont les acides *carbamidique*, *camphoramique*, *chrysammamique*, *isamique*, *lactamique*, *phtalamique*, *tartramique*, *succinamique* et *sulfamidique*.

Lorsqu'on décompose par le feu ces acides, on obtient d'autres amides, auxquelles on a donné le nom d'*imides*, qui sont à ces acides ce que les nitriles sont aux amides. On peut citer, parmi les *imides*, la *camphimide*, $H^{15}C^{20}AzO^4$, la *mellimide*, la *phtalimide*, etc.

Amides basiques. On est assez porté à croire que la plupart des alcalis organiques peuvent être considérés comme des amides basiques; toujours est-il que l'urée et la mélamine, qui agissent à l'instar des alcalis organiques, se comportent comme des amides.

Des nitriles.

Lorsqu'on fait agir l'acide phosphorique *anhydre* sur les sels ammoniacaux à acides organiques ou sur les amides correspondantes, on obtient des *nitriles*, dont la composition n'est pas toujours identique; en effet, il en est que l'on peut considérer comme des cyanhydrates d'un carbure d'hydrogène: tel est le *métacétonitrile*, H^5C^6Az; ceux-ci, traités par les alcalis, fixent de l'eau, dégagent de l'ammoniaque, et régénèrent l'acide du sel primitif; ils produisent, avec du potassium, du cyanure de potassium, de l'hydrogène, et des carbures d'hydrogène. D'autres nitriles, tel que le benzonitrile, $H^5C^{14}Az$, offrent une composition différente. Les principaux nitriles sont l'*acétonitrile*, H^3C^4Az; le *butyronitrile*, H^7C^8Az; le *valénitrile*, $H^9C^{10}Az$; le *benzonitrile*, $H^5C^{14}Az$, etc.

Des hydramides.

J'ai dit, à la page 403, ce que l'on entend par *hydramide*. Les principales hydramides sont l'*anishydramide*, $H^{24}C^{48}AzO^6$; la *benzhydramide*, $H^{18}C^{42}Az^2$, l'*hydrobenzamide*, la *benzoïnamide*, la *cinnydramide*, la *cuminhydramide*, la *furfuramide*, la *salhydramide*.

SECTION QUATRIÈME.

DES ALCALIS ORGANIQUES.

Généralités sur les alcalis organiques. On désigne sous ce nom les substances organiques qui se combinent avec les acides pour former des sels; il en est un grand nombre qui existent dans la nature; d'autres n'ont encore pu être obtenus que par l'art. En général les alcalis organiques sont composés d'hydrogène, de carbone, d'oxygène et d'azote; il en est pourtant qui ne renferment pas d'oxygène; quelques-uns d'entre eux contiennent du soufre. Ils se comportent avec les *oxacides* comme l'ammoniaque; car, comme elle, ils ne se combinent avec ces acides qu'autant qu'ils sont monohydratés; d'où il suit qu'ils n'agissent comme bases sur les oxacides qu'à la condition de fixer les éléments d'un équivalent d'eau. L'acide azotique exerce sur eux, du moins sur la plupart d'entre eux, une action remarquable, sur laquelle M. Th. Anderson vient d'appeler l'attention des savans (voy. *Codéine*, *Narcotine*, *Morphine*, *Strych-*

nine, etc.). Les *hydracides* anhydres, au contraire, s'unissent directement avec eux, sans rien perdre de leurs éléments.

Le tannin, précipitant la plupart des alcalis organiques, a été proposé comme un réactif propre à signaler de petites quantités de ces substances dans les matières végétales. Le chlore, le brome et l'iode, colorant presque tous les alcalis végétaux auxquels ils communiquent une teinte plus ou moins foncée et différente pour chacun d'eux, on a cru pouvoir tirer parti de ces colorations pour les reconnaître; mais on ne saurait employer ces corps avec avantage, attendu qu'au bout d'un temps assez court, les teintes deviennent presque uniformes pour tous.

Soumis à l'action de la chaleur, quelques-uns de ces alcalis se volatilisent sans altération; tandis que la majeure partie sont décomposés en totalité, et donnent les produits qui résultent de la décomposition des matières organiques azotées (voy. p. 4).

Ceux qui existent dans les végétaux s'y trouvent à l'état de sel : aussi ne s'agit-il, pour les extraire, que de mettre en liberté l'alcali végétal en le déplaçant par un alcali minéral qui vient s'unir à l'acide précédemment combiné avec la base organique.

Je diviserai les alcalis organiques en deux groupes : 1° ceux qui existent tout formés dans la nature, 2° ceux qui sont le produit de l'art.

PREMIER GROUPE.

Alcalis naturels.

Ceux-ci peuvent être subdivisés en ceux qui sont volatils et en ceux qui ne le sont pas.

ALCALIS NATURELS NON VOLATILS.

Les principaux alcalis non volatils sont les alcalis des *quinquinas* et d'autres *rubiacées*, de l'*opium*, des *strychnos*, des *renonculacées*, des *solanées* et des *scrophulariées*. Ils sont en général très-peu solubles dans l'eau et solubles dans l'alcool; à très-peu d'exceptions près, ils sont formés d'hydrogène, de carbone, d'oxygène et d'azote.

ALCALIS DES QUINQUINAS ET D'AUTRES RUBIACÉES.

Ces alcalis sont la quinine, la cinchonine, la quinoïdine, l'émétine, la caféine, etc.

De la quinine. $H^{24}C^{38}Az^2O^4$.

La quinine a été découverte par Pelletier et Caventou, en 1820, dans les quinquinas rouge, jaune et gris, où elle existe probablement combinée avec l'acide quinique, et avec une ou plusieurs matières colorantes: on la trouve surtout abondamment dans le second. Elle est ordinairement sous forme d'une masse poreuse composée de petits cristaux prismatiques, d'un blanc sale, d'une saveur très-amère, solubles dans 400 parties d'eau froide et dans 250 d'eau bouillante. L'alcool la dissout très facilement; elle est plus soluble dans l'éther que la cinchonine: les huiles fixes et volatiles la dissolvent assez bien. Dissoute dans l'alcool ou dans l'eau acidulée, si la température n'est pas au-dessus de 22°, la quinine exerce le pouvoir rotatoire vers la gauche.

Quoique ayant peu d'action sur l'eau, la quinine peut en retenir lorsqu'on la sépare par le refroidissement d'une dissolution alcoolique; elle constitue alors un *hydrate* transparent, contenant 6 équivalents d'eau, fusible à 90 degrés. Cet hydrate, que l'on a considéré pendant quelque temps comme un alcaloïde particulier, auquel on avait donné le nom de *quinide,* peut être obtenu *cristallisé* en petites aiguilles qui sont des prismes allongés à six pans assez efflorescents, lesquels, étant chauffés dans un bain d'huile à 120°, perdent toute leur eau; on l'obtient en précipitant le sulfate de quinine par l'ammoniaque, ou en faisant bouillir la quinine dans l'eau, filtrant à froid et laissant évaporer spontanément, ou bien en la dissolvant dans l'alcool à 40 ou 42 degrés, et en abandonnant la dissolution dans un endroit froid sans être humide.

Si on chauffe fortement la quinine, elle se décompose à la manière des substances végétales azotées. L'air ne l'altère point; elle n'en absorbe même pas l'acide carbonique. Elle rétablit la couleur bleue du tournesol rougi par un acide. L'acide azotique ne rougit point la quinine. La potasse fournit avec elle de la *quinoléine* (voy. *Cinchonine,* p. 414).

Extraction. On l'obtient en décomposant le sulfate par la magnésie ou par la chaux, à l'aide de la chaleur; la quinine se dépose et reste mêlée avec l'excès de magnésie ou de chaux; on traite le dépôt par l'alcool bouillant, qui ne dissout que la quinine, et qui la laisse précipiter par le refroidissement; on la purifie en la faisant dissoudre de nouveau dans l'alcool. La quinine n'est pas employée en médecine, tandis qu'on administre souvent le sulfate de quinine.

Sels de quinine. Ils ont un aspect nacré, et ils sont plus facilement

cristallisables que ceux de cinchonine. Ils sont solubles ou insolubles dans l'eau; les premiers sont plus amers que les sels de cinchonine. Ils se dissolvent en général dans l'alcool. Étendus d'eau ils se colorent fortement en bleu tirant au vert lorsqu'on les traite successivement par le chlore et l'ammoniaque. Le chlore, additionné d'une dissolution *concentrée* de cyanure jaune de potassium et de fer, leur communique une belle couleur d'un rouge clair, ce que ne font pas les sels de plusieurs autres bases alcaloïdes organiques (Vogel fils). Les sels de quinine sont précipités par les alcalis minéraux, qui en séparent la quinine en flocons très-blancs; les oxalates et les tartrates neutres de potasse et de soude, les bichlorures de mercure et de platine, et l'azotate d'argent, les précipitent en blanc; la teinture d'iode les colore en brun jaune, le chlorure d'or en blanc jaunâtre, et le permanganate de potasse en vert; il faut supposer que les dissolutions de quinine soient assez concentrées.

L'oxalate, le tartrate, le citrate, le gallate, le tannate, et l'iodate, sont peu solubles dans l'eau.

Sulfate neutre de quinine, $H^{24}C^{38}Az^{2}O^{4}, HO, SO^{3}, 7HO$. — Il est sous forme d'aiguilles ou de lames très-étroites, allongées, nacrées, et légèrement flexibles, semblables à l'amiante : ces aiguilles sont entrelacées de manière à imiter des mamelons étoilés; il est soluble dans 750 parties d'eau froide; l'eau bouillante en dissout $1/_{30}$ de son poids. L'eau acidulée le dissout très-bien et le laisse cristalliser par le refroidissement. L'alcool le dissout à merveille, tandis qu'il est à peine soluble dans l'éther. Chauffé il perd son eau et devient entièrement lumineux dans l'obscurité; il en est de même quand on le frotte, surtout lorsqu'il est pur et sec : il fond facilement, et présente alors l'aspect de la cire. Il s'effleurit promptement à l'air. Il exerce la rotation vers la gauche.

Le sulfate de quinine est un médicament précieux qui peut remplacer le quinquina avec beaucoup d'avantage, excepté dans le traitement de l'empoisonnement par l'émétique, et dans les divers cas où l'écorce du Pérou est appliquée à l'extérieur, comme dans les ulcères atoniques, la pourriture d'hôpital, etc. Dans toute autre circonstance, il doit être préféré à cette écorce; en effet, il est beaucoup plus actif, et il produit, à la dose de quelques centigrammes, les mêmes effets que plusieurs grammes de quinquina; son action est infiniment plus prompte, parce que le quinquina ne commence à agir que lorsque les quinates de quinine et de cinchonine qu'il renferme ont été séparés des autres matières qui entrent dans sa composition; il fatigue beaucoup moins l'estomac, par cela seul qu'il n'a pas besoin d'être digéré, et qu'on ne l'emploie qu'à la dose de quelques centigrammes; aussi voit-on tous les jours des

ıalades qui vomissent le quinquina supporter facilement le sulfate; présente encore sur l'écorce du Pérou un avantage immense, puisqu'il rrive souvent que cette écorce est de mauvaise qualité et contient à eine de la quinine, tandis que le sulfate est un médicament dont la omposition est toujours la même. On l'administre depuis 5 jusqu'à 50 u 60 centigrammes dans les vingt-quatre heures, sous forme de sirop, e potion, de pilules, ou dissous dans du vin. On prépare le sirop avec kilogramme de sirop simple et 3 grammes 20 centigrammes de sulfate e quinine; la dissolution vineuse s'obtient avec 1 litre de vin de Maère et 60 grammes de sel. En général, lorsqu'il s'agira de le donner issous dans un véhicule aqueux, on en facilitera la dissolution à l'aide 'une ou deux gouttes d'acide sulfurique. L'emploi du sulfate de quiine, dans les fièvres intermittentes simples ou pernicieuses, est subor-onné aux mêmes règles que celui du quinquina. M. Briquet a admi-istré avec grand succès le sulfate de quinine à assez forte dose dans les humatismes.

Préparation du sulfate de quinine. On traite à plusieurs reprises le uinquina *jaune* réduit en poudre par de l'eau aiguisée d'acide chlorhy-rique; on emploie 1 kilogramme d'écorce, 8 kilogrammes d'eau et 0 grammes d'acide, et on fait bouillir pendant une demi-heure; on éunit les décoctions déjà refroidies, on les concentre, et on sature excès d'acide par du carbonate de soude; quand on est arrivé près du oint de neutraliser l'eau, on précipite la quinine et la cinchonine par e la soude caustique, jusqu'à ce que la liqueur soit légèrement alca-ne; si l'on employait la chaux hydratée, comme on l'avait d'abord re-ommandé, on perdrait une portion d'alcali organique, la chaux jouis-ant de la propriété de le dissoudre en partie (Calvert). On *dessèche* le récipité, dans lequel se trouvent la quinine et la cinchonine; on le net en digestion pendant quelques heures, à la température de 60°, dans e l'alcool à 36 degrés, et l'on réitère les digestions jusqu'à ce que les iqueurs n'offrent plus de saveur amère; on filtre et on distille au bain-narie pour retirer les trois quarts de l'alcool employé; on voit alors u'il reste dans la cornue une *matière brune visqueuse,* surnagée par n *liquide louche,* très-alcalin et très-amer. On sépare ces deux produits ar décantation, et on les soumet aux opérations suivantes : le *liquide ouche,* qui renferme de la quinine, de la cinchonine et une matière rasse, est saturé par l'acide sulfurique, évaporé jusqu'aux deux tiers, t mêlé avec un peu de charbon animal; on le fait bouillir pendant uelques instants; on filtre, et il suffit de l'évaporer pour faire cristal-liser le sulfate de quinine. Quant à la *matière brune visqueuse,* on la

fait bouillir avec de l'eau faiblement aiguisée d'acide sulfurique, et on la transforme presque entièrement en sulfate blanc et soyeux, que l'on dessèche entre des feuilles de papier joseph. Le sulfate de cinchonine, beaucoup plus soluble que celui de quinine, provenant surtout du *liquide louche,* reste dans les eaux mères. Ce procédé fournit plus de 32 grammes de sulfate de quinine pur pour 1 kilogramme de quinquina jaune de bonne qualité.

Le sulfate de quinine est souvent sophistiqué dans le commerce : on reconnaîtra qu'il contient de la magnésie ou du sulfate de chaux, en traitant le mélange par l'alcool bouillant, qui dissout le sulfate de quinine, et laisse le sulfate de chaux ou la magnésie. Si on l'avait mêlé avec du sucre, on le ferait dissoudre dans de l'eau légèrement acidulée, on précipiterait la quinine au moyen du carbonate de potasse dissous, et l'on aurait dans la liqueur du sulfate de potasse et du sucre; on évaporerait jusqu'à siccité, et on traiterait le produit par l'alcool, qui ne dissoudrait que le sucre. On reconnaîtra qu'il a été mêlé à de la *mannite,* en traitant par l'eau froide, qui ne dissoudra que la mannite. S'il avait été frelaté par de la stéarine ou de la coloquinte, on traiterait par l'eau aiguisée d'acide sulfurique, qui dissoudrait le sulfate de quinine sans agir sur le corps gras ni sur la coloquinte.

Il arrive souvent que l'on débite dans le commerce du sulfate de quinine mélangé de sulfate de cinchonine. On reconnaîtra ce mélange: 1° par l'hypochlorite de chaux, qui précipite la quinine et la cinchonine, et dont un excès ne dissout que le précipité de quinine; 2° par le chlorure de calcium, qui ne donne pas de précipité avec le sulfate de quinine, et qui en fournit un avec le sulfate de cinchonine; 3° par l'eau de chaux, par l'ammoniaque ou par le carbonate d'ammoniaque, qui précipite les deux sulfates, mais dont un excès redissout le précipité de quinine et reste sans action sur le précipité de cinchonine (*Journal de pharmacie,* novembre 1842).

Sulfate acide de quinine, $H^{24}C^{38}Az^{2}O^{4}, HO, 2SO^{3}, 8HO$. — Il est en prismes transparents aplatis, de forme quadrangulaire, solubles dans 11 parties d'eau froide et dans l'alcool étendu, rougissant le tournesol, efflorescents, et perdant leur eau de cristallisation par la chaleur.

Chlorhydrate de quinine. — Il est fusible, plus soluble que le sous-sulfate neutre, et moins que le chlorhydrate de cinchonine. *L'acétate* est légèrement acide et en aiguilles longues, larges et nacrées, peu solubles à froid, très-solubles dans l'eau bouillante; sa dissolution saturée à chaud se prend en masse par le refroidissement. Dans ces derniers temps, M. Wertheim a obtenu du sulfocyanhydrate de quinine en cris-

ux d'un jaune-citron, du cyanhydrate de quinine et de cyanure de atine, du cyanhydrate de quinine et de cyanide de platine, du sulfo-yanhydrate de quinine et de cyanure de mercure, et du sulfocyanhy-rate de quinine et de chloride de mercure (voy. *Journal de pharm.*, uin 1850).

De la cinchonine. $H^{24}C^{38}Az^{2}O^{2}$.

M. Gomès, de Lisbonne, est le premier qui ait indiqué la présence 'une matière cristallisable dans le quinquina gris; il la désigna sous nom de *cinchonine*, et assura qu'elle n'était ni acide ni alcaline. La nchonine découverte par le chimiste portugais n'était pas entièrement ure, et contenait une matière grasse, qui néanmoins ne masquait pas ntièrement ses propriétés alcalines, comme le fit voir Houtou-Labil-rdière. MM. Pelletier et Caventou établirent les premiers, dans leur eau travail sur les quinquinas, que ce principe, dégagé de tout autre orps, était une base salifiable organique, qu'ils décrivirent avec le plus rand soin.

La cinchonine existe dans plusieurs espèces de quinquina, et surtout ans le quinquina gris, combinée à l'acide quinique, et avec une ou lusieurs matières colorantes. Elle est sous forme d'aiguilles prismati-ues déliées, ou de plaques blanches translucides, cristallines, *anhy-res*, d'une saveur amère particulière, qui ne se développe qu'au bout 'un certain temps, à moins que la cinchonine n'ait été rendue soluble ar son union avec les acides. Lorsqu'on la chauffe avec précaution ans des vaisseaux fermés, elle fond plus difficilement que la quinine, e perd pas d'eau, et se sublime presque entièrement en flocons blancs, ui se condensent sur les parties froides de l'appareil; si la chaleur est rop forte, la cinchonine se charbonne et se décompose entièrement. lle exige deux mille cinq cents fois son poids d'eau bouillante pour se issoudre, et beaucoup plus d'eau froide. Les huiles fixes et volatiles t l'éther la dissolvent à peine; elle est beaucoup moins soluble dans 'alcool que la quinine : ces dissolutions, douées d'une saveur amère, amènent au bleu le papier de tournesol rougi par un acide. Dissoute lans l'alcool ou dans une eau accidulée, elle exerce le pouvoir rotatoire ers la droite, à l'opposé de la quinine. Elle s'unit à *tous les acides*, t forme des sels neutres et basiques, amers, précipitables, comme eux de quinine, par les oxalates, les tartrates, les gallates, et l'infu-ion de noix de galle. L'acide azotique ne la rougit point.

Lorsqu'on chauffe en vaisseaux clos de la quinine, de la strychnine,

et surtout de la *cinchonine*, avec de la potasse caustique fondue, il se développe des vapeurs âcres qui se condensent dans le récipient avec de l'eau. Cette eau est laiteuse, et laisse déposer de la *quinoléine* sous forme d'une huile incolore ou légèrement jaunâtre; pendant cette transformation, les alcalis organiques perdent *une partie* de leur hydrogène, qui se dégage à l'état de gaz, et la *totalité* de leur oxygène, qui se combine avec la proportion voulue de carbone pour former de l'acide carbonique, lequel reste, dans la cornue, combiné avec la potasse.

La quinoléine est huileuse, incolore ou légèrement jaunâtre, d'une odeur *caractéristique* très-prononcée qui rappelle celle de la fève de Saint-Ignace, d'une saveur extrêmement âcre et amère, plus pesante que l'eau, peu soluble dans ce liquide, qu'elle rend laiteux; soumise à l'ébullition avec de l'eau, elle distille sans altération, mais seule, elle est facilement décomposée par la chaleur. L'alcool, l'éther et les huiles essentielles, la dissolvent très-bien. Sa dissolution aqueuse *bleuit* le papier rouge de tournesol, et précipite en blanc l'azotate d'argent, les chlorures de mercure, d'or et de platine; tandis qu'elle ne trouble pas l'azotate de fer, le sulfate de cuivre et l'acétate de plomb. Elle se combine avec les acides, et donne *des sels* bien définis et cristallisables, très-amers. Elle est formée de $H^7C^{18}Az$ (Gerhardt, *Annales de chimie*, février 1843).

Extraction de la cinchonine. On l'obtient en traitant par un léger excès de dissolution de carbonate de potasse ou de soude les eaux mères et les eaux de lavage provenant de l'opération qui fournit le sulfate de quinine (voy. pag. 411) : ces eaux contiennent du sulfate de cinchonine et un peu de sulfate de quinine; la potasse s'empare de l'acide sulfurique, et précipite ces deux alcalis; le précipité, lavé et desséché, est dissous dans 4 parties d'alcool bouillant; on distille, et on laisse cristalliser le résidu spontanément; la cinchonine, se trouvant prédominante, se dépose, et il suffit, pour l'obtenir pure, de la dissoudre de nouveau dans l'alcool et de la faire cristalliser. La cinchonine n'a point d'usages, mais on emploie quelquefois le sulfate.

Le *sulfate neutre de cinchonine* est sous forme de prismes à quatre pans, dont deux plus larges, terminés par une face inclinée; ses cristaux sont ordinairement réunis en faisceaux; ils sont un peu luisants, flexibles, d'une saveur excessivement amère, fusibles comme la cire à une température un peu supérieure à celle de l'eau bouillante; si on les chauffait plus fortement, ils acquerraient une belle couleur rouge et se décomposeraient. Ce sulfate est très-peu soluble dans l'éther, soluble dans 54 parties d'eau froide, par conséquent beaucoup plus soluble que

le sulfate correspondant de quinine, soluble dans 6 ½ parties d'alcool à 0,85. Il est formé de 84,324 parties de cinchonine, de 10,811 d'acide sulfurique, et de 4,865 d'eau (Baup). On l'obtient directement en traitant la base par l'acide. Il exerce sur l'économie animale la même action que le sulfate de quinine; il agit cependant avec moins d'énergie, et doit être administré à plus forte dose : on le fait prendre sous forme de poudre, ou dissous dans du sirop, pour combattre les fièvres intermittentes (voy. *Sulfate de quinine*, p. 410).

Chlorhydrate de cinchonine. — Le chlore, à chaud, transforme une dissolution concentrée de ce sel en un sel peu soluble qui, étant redissous dans l'eau et traité par l'ammoniaque, laisse précipiter de la cinchonine *bichlorée*, $H^{22}C^{38}Cl^2Az^2O^2$. Le brome peut donner, dans les mêmes conditions, de la cinchonine *bibromée*, $H^{22}C^{38}Br^2Az^2O^2$.

Voici maintenant, d'après MM. Pelletier et Caventou, les principales différences entre la quinine et la cinchonine. — *Quinine.* En masses amorphes ou en houppes soyeuses, d'une saveur amère très-désagréable, fusible à l'état d'hydrate, soluble dans l'alcool sans pouvoir cristalliser, à moins qu'on ne prenne de grandes précautions (voy. p. 409), très-soluble dans l'éther, et incristallisable, donnant un sulfate neutre en aiguilles soyeuses nacrées, un chlorhydrate en houppes soyeuses, un phosphate en aiguilles nacrées, un arséniate en aiguilles prismatiques, et un acétate peu soluble en étoiles ou en gerbes. — *Cinchonine.* En aiguilles prismatiques d'une saveur amère particulière, infusibles, solubles dans l'alcool, dans lequel elle peut cristalliser, très-peu solubles dans l'éther et cristallisant, donnant un sulfate neutre en prismes à quatre pans, un chlorhydrate en aiguilles, un phosphate incristallisable d'un aspect gommeux, un arséniate qui ne cristallise point, et un acétate en petits cristaux grenus très-solubles.

Des eaux mères qui ont fourni les sulfates de quinine et de cinchonine.

On a cru pendant longtemps que ces eaux mères contenaient une faible proportion de *sulfate de quinoïdine*, base que l'on considérait comme un *alcali* particulier : or, il est avéré aujourd'hui que la prétendue quinoïdine est un composé de quinine, de cinchonine, d'un *alcaloïde nouveau* désigné sous le nom de β *chinine*, mélangé à une résine de couleur brune; c'est le mélange de cet alcaloïde nouveau et de cette résine que l'on a appelé *chinine amorphe*.

De la β chinine. $H^{12}C^{20}AzO^{2},2HO$.

Elle cristallise en prismes transparents, qui deviennent bientôt blancs et opaques, sans pourtant se réduire en poudre, et ayant une faible réaction alcaline. Elle fond, à 110°, en un liquide incolore, qui se prend, par le refroidissement, en une masse transparente et résineuse. Brûlée à l'air, elle répand une odeur qui rappelle celle des fleurs de mélilot, et ne laisse point de résidu; une partie se volatilise sans se décomposer. Chauffée à 120° ou 130°, elle perd les 2 équivalents d'eau. Elle est soluble dans 1500 parties d'eau froide, dans 750 parties du même liquide bouillant, dans 45 d'alcool et dans 90 d'éther froids, et dans 37 d'alcool bouillant. La dissolution aqueuse est légèrement troublée par une dissolution concentrée de potasse, et précipitée en brun foncé par la teinture d'iode, tandis que le précipité correspondant de la quinine est d'un brun jaune. Les azotates d'argent et de protoxyde de mercure ne la troublent pas, tandis qu'ils précipitent la dissolution de quinine. Elle forme avec les acides des sels neutres et basiques d'une saveur très-amère. Le chlorhydrate est en beaux cristaux solubles dans l'eau et dans l'alcool, tandis que celui de quinine est sous forme de houppes soyeuses. Le sulfate basique est en cristaux solubles dans l'eau; le sulfate neutre, très-soluble dans l'eau froide, cristallise moins facilement. L'oxalate est beaucoup plus soluble que celui de quinine. Des expériences faites dans l'hôpital militaire d'Utrecht semblent annoncer, de la part de cette base, une action fébrifuge intense (*Journ. de pharm.*, octobre 1849).

De la cinchovatine ou aricine. $H^{17}C^{46}A^{2}O^{5}$.

MM. Pelletier et Coriol ont retiré de l'écorce du *cinchona ovata* (quinquina de Jaïn) une nouvelle base salifiable organique, à laquelle Pelletier a donné le nom d'*aricine*, qui ressemble, par ses propriétés physiques, à la cinchonine, dont elle diffère cependant beaucoup. Elle est blanche, transparente, et cristallise en aiguilles rigides. Chauffée, elle fond et ne se volatilise pas, comme la cinchonine. Elle est insoluble dans l'eau, et n'offre une saveur chaude et acerbe que lorsqu'elle est restée quelque temps dans la bouche. L'acide azotique concentré la colore en *vert intense*, tandis que la nuance est plus claire si l'acide est un peu affaibli; très-étendu, cet acide dissout l'alcali sans le colorer. Le sul-

fate neutre de cette base n'est pas cristallisable par solution aqueuse, tandis que le sulfate neutre de cinchonine cristallise en prismes rhomboïdaux; si le sulfate est acide, il cristallise en aiguilles aplaties.

Extraction. On l'obtient en traitant l'écorce de *cinchona ovata* de la même manière que l'on traite le quinquina pour en retirer la quinine et la cinchonine (*Journ. de pharm.*, novembre 1829).

De la pitoxine, de la blanquinine, de la paricine, de la pseudoquinine.

La *china pitoxa* contient, d'après M. Peretti, une base non amère, la *pitoxine*, fusible vers 120°, pouvant être sublimée en aiguilles fines.

Mill dit avoir extrait la blanquinine du *cinchona ovifolia.*

D'après Winckler, le quina de Para contiendrait de la *paricine.*

Gruner dit avoir obtenu un alcaloïde particulier du *china nova.*

Enfin Mengarduque a découvert un alcaloïde auquel il a donné le nom de *pseudoquinine.*

De l'émétine.

L'*émétine* a été découverte par Pelletier dans le *cephœlis ipecacuanha* (ipécacuanha annelé), dans le *psychotria emetica* (ipécacuanha strié), et dans le *viola emetica.* Elle tire son nom de ἐμέω, *vomo,* qui indique sa propriété la plus remarquable, celle de faire vomir à petite dose.

Elle est pulvérulente, d'un blanc quelquefois jaunâtre, d'une saveur très-faible et amère, inodore, très-fusible, se liquéfiant vers 50° du thermomètre centigrade. Exposée à l'air, elle s'y colore légèrement sans éprouver d'autre altération. L'eau froide la dissout à peine; elle est moins insoluble dans l'eau chaude, et très-soluble dans l'alcool. Elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide. L'éther et les huiles ne la dissolvent pas sensiblement. Elle sature les acides à la manière des autres bases, mais ne forme pas avec eux de sels cristallisables. L'acide azotique concentré la décompose, la change d'abord en une matière résineuse amère, puis en acide oxalique, *sans la rougir.* Le *sesquichlorure de fer ne la bleuit point.* Comme la quinine, la dissolution d'émétine est précipitée en blanc par l'acide gallique et par la noix de galle; mais elle n'est point troublée par les tartrates neutres à base de potasse et de soude, comme cela a lieu pour la quinine. Le sous-acétate de plomb n'exerce aucune action sur l'émétine pure. Elle est formée de 64,57 de carbone, de 4,00 d'azote, de 7,77 d'hydrogène,

et de 22,95 d'oxygène (Pelletier et Dumas). L'émétine, décrite en 1817 par Pelletier et M. Magendie, était colorée et impure; ils l'administrèrent à plusieurs espèces d'animaux, et conclurent: 1° que l'ipécacuanha doit ses propriétés médicinales à l'émétine; 2° qu'elle est *vomitive*, et qu'elle a une action spéciale sur le poumon et sur la membrane muqueuse du canal intestinal; qu'elle est également narcotique; 3° qu'elle peut remplacer l'ipécacuanha dans toutes les circonstances où l'on se sert de ce médicament, avec d'autant plus de succès, qu'à une dose déterminée elle a des propriétés constantes, ce qui n'a pas eu lieu pour l'ipécacuanha du commerce (1); 4° que son défaut d'odeur et son peu de saveur lui donnent encore un avantage marqué dans son emploi comme médicament. M. Magendie a trouvé depuis, que l'émétine pure était trois fois plus active que celle sur laquelle il avait expérimenté en 1817. On administre l'émétine pure comme vomitif, à la dose de 5 centigr. aux adultes, sous forme de pastilles, de potion ou de sirop : lorsqu'on la donne en potion, il faut préalablement la dissoudre dans une petite quantité d'acide acétique. Il serait imprudent de faire prendre l'émétine à plus forte dose, M. Magendie s'étant assuré qu'à la dose de 10 centigrammes elle pouvait faire périr les chiens de forte taille.

Extraction. Après avoir réduit en poudre la partie corticale de l'ipécacuanha, on la traite par l'éther à 60 degrés, pour dissoudre toute la matière grasse odorante; lorsque ce véhicule n'exerce plus d'action, on fait bouillir la poudre à plusieurs reprises avec de l'alcool à 40 degrés; on filtre les dissolutions bouillantes, et l'on obtient un précipité blanc, floconneux, analogue à la cire; on filtre de nouveau les dissolutions et on les fait évaporer au bain-marie; le résidu, d'un rouge safrané, contient de l'*émétine*, de la cire, de la matière grasse et de l'acide gallique; on le traite par l'eau et par une quantité suffisante de magnésie pour saturer l'acide libre, et pour décomposer le gallate d'émétine; le dépôt renferme l'émétine, l'excès de magnésie, de la cire, et une matière colorante que l'on peut enlever par l'eau; on le dessèche et on le traite par l'alcool rectifié, qui ne dissout que l'émétine. Pour l'avoir plus blanche, on peut la combiner à un acide, traiter le sel par le charbon animal, et reprendre par l'alcool l'émétine précipitée de nouveau par la magnésie.

---

(1) Je pense qu'effectivement l'émétine doit être préférée à l'ipécacuanha lorsqu'il s'agira de faire vomir, mais je suis loin de croire qu'elle le remplacera dans beaucoup de cas où la racine d'ipécacuanha est indiquée.

De la caféine ou théine. $H^5C^8Az^2O^2$.

Elle existe dans le café et dans le thé. Elle est en longues aiguilles soyeuses, contenant deux équivalents d'eau, qu'elle perd à 100°. Elle fond à 180°, et se sublime au-dessus de 300°, en répandant une odeur caractéristique. Elle est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; la dissolution aqueuse est précipitée par le tannin. Elle se combine avec les acides, mais elle les abandonne dès que l'on évapore les dissolutions.

L'acide azotique la transforme en une matière cristalline, la *nitro-théine.* Chauffée avec un alcali, la caféine se décompose en cédant à l'alcali les éléments du cyanogène, que l'on retrouve sous la forme de cyanure.

Lorsqu'on fait passer un courant de chlore à travers de l'eau tenant en suspension de la caféine, de manière à former une bouillie épaisse, la liqueur s'échauffe, sans cependant entrer en ébullition; si l'on continue l'opération jusqu'à ce qu'une goutte de liquide, mélangée avec une goutte de potasse, forme un précipité blanc de caféine, on obtient une liqueur qui renferme de l'acide chlorhydrique, le chlorhydrate d'une base (la *formyline*), un *acide faible* (*A. amalique*), et un produit *extrêmement volatil*, qu'il a été impossible d'isoler (Rochleder, *Journ. de pharm.*, janvier 1850).

Extraction. On traite par l'eau le café ou le thé; on verse dans la liqueur filtrée du sous-acétate de plomb, qui précipite un certain nombre de matières; la liqueur filtrée qui contient la caféine est soumise à un courant de gaz acide sulfhydrique, afin de transformer en sulfure noir l'excès d'acétate de plomb; on filtre de nouveau, et l'on fait évaporer; la caféine cristallise, et on la purifie en la faisant cristalliser plusieurs fois. M. Péligot a retiré de 2 à 4 p. $^0/_0$ de théine cristallisée, en traitant une infusion chaude de thé par le sous-acétate de plomb.

Acide amalique, $H^7C^{14}Az^2O^8$. — Il est en cristaux transparents, incolores, rougissant faiblement le tournesol, presque insolubles dans l'eau froide, peu solubles dans l'eau bouillante, insolubles dans l'alcool. A 100°, il ne perd pas d'eau; chauffé plus fortement, il fond, se colore en jaune, puis en jaune rougeâtre et en brun, et se décompose en ammoniaque, en un corps huileux, et en un corps cristallisé. Sa dissolution aqueuse produit sur la peau des taches rouges; elle réduit les sels d'argent. L'acide amalique forme, avec la baryte, la potasse et la soude, des sels violets. Il colore l'ammoniaque en rouge, puis en vio-

let. On l'obtient en évaporant la liqueur résultant de l'action du chlore en excès sur la caféine. Suivant M. Wurtz, la formule de l'acide amalique serait $H^6C^{12}Az^2O^8$.

Formyline, H^4C^2Az. On pourrait la considérer comme une combinaison conjuguée de *formyle*, HC^2, et d'ammoniaque, H^3Az. Le chlorhydrate est sous forme de grandes feuilles incolores, un peu grasses au toucher; j'ai déjà dit qu'il se produit par l'action d'un excès de chlore sur la caféine (Rochleder, *Journ. de pharm.*, janvier 1850). D'après M. Wurtz, la formyline ne serait que de la méthylamine.

ALCALIS DE L'OPIUM ET D'AUTRES PAPAVÉRACÉES.

Ces alcalis sont la morphine, la codéine, la narcéine, la narcotine, la thébaïne, la pseudomorphine, etc.

De la morphine. $H^{18}C^{34}AzO^6, 2HO$.

La morphine, entrevue dès l'année 1804 par Séguin, a été découverte en 1817 par M. Sertuerner, pharmacien à Eimbech (Hanovre), qui le premier en a fait connaître les propriétés; elle n'a été trouvée jusqu'à présent que dans l'opium, et dans les capsules et les tiges de tous les pavots indigènes, où elle paraît être combinée tantôt avec l'acide sulfurique, tantôt avec l'acide méconique, et le plus souvent peut-être avec ces deux acides; on n'en a pas retiré des graines.

La morphine est solide, incolore, cristallisée en pyramides tronquées (et alors elle renferme deux équivalents d'eau), transparentes et très-belles, dont la base est un carré ou un rectangle, ou quelquefois aussi en prismes à base trapézoïde; sa saveur est amère lorsqu'elle a été dissoute dans l'alcool. Chauffée avec précaution à 120°, elle perd toute son eau. Soumise à l'action du feu dans un petit tube de verre, elle fond aisément et devient transparente; mais elle reprend son opacité aussitôt que le tube commence à se refroidir, caractère qai la distingue de la narcotine. Distillée au delà de 300°, elle se décompose à la manière des substances azotées. Elle s'enflamme vivement lorsqu'on la chauffe avec le contact de l'air. Elle exige 1,000 parties d'eau froide pour se dissoudre, et environ 500 d'eau bouillante. L'alcool la dissout facilement à chaud, et la laisse déposer en grande partie par le refroidissement; ces dissolutions, surtout la dernière, offrent une saveur amère, brunissent le papier de rhubarbe plus fortement que le papier

de curcuma, et rétablissent la couleur bleue du tournesol rougi par un acide, ce qui n'a pas lieu avec la narcotine. La morphine est insoluble dans l'éther.

Elle est soluble dans plusieurs alcalis, et notamment dans la potasse, ce qui permet de la séparer de la narcotine, qui ne se dissout pas dans ces agents. Chauffée avec un excès d'hydrate de potasse à 200°, on obtient un liquide d'une odeur fortement *ammoniacale*, d'une saveur brûlante, renfermant de la *méthylamine*.

La morphine neutralise les acides, avec lesquels elle forme des sels simples ou doubles, cristallisables, d'une saveur amère, désagréable, précipitables par les carbonates alcalins; l'infusion de noix de galle ne les trouble qu'autant qu'ils contiennent de la narcotine. L'ammoniaque les précipite quand les dissolutions sont concentrées; si, au contraire, elles sont très-étendues, ou il n'y a point de précipité, ou, s'il s'en forme un, il est redissous par un excès d'ammoniaque.

L'acide azotique, versé par gouttes sur la morphine, lui communique une belle *couleur rouge*, caractère que partagent la strychnine impure et la brucine, mais qui n'appartient pas à la narcotine. M. Anderson vient de prouver que, par la réaction de cet acide sur cette base, il se forme des *bases volatiles* qu'il n'a pas encore examinées (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, 29 juillet 1850).

L'acide acétique faible la dissout rapidement

Elle décompose la plupart des sels métalliques des six dernières classes.

Mise en contact avec une très petite quantité de sesquichlorure de fer non acide, ou très-peu acide et étendu, la *morphine devient bleue*, caractère qui n'appartient ni à la narcotine, ni à la strychnine, ni à la brucine, ni à aucun autre alcali végétal; si le sel de fer était jaune, on obtiendrait une nuance verte, produite par le mélange des couleurs jaune du sel de fer et bleue de la morphine. D'après Pelletier, il paraîtrait que, pendant la réaction de la morphine sur les sels de sesquioxyde de fer, une portion de la morphine s'emparerait d'une partie de l'oxygène du sesquioxyde de fer, tandis qu'une autre portion de morphine se combinerait avec l'oxyde de fer ramené à un état d'oxydation inférieur. Les acides, l'alcool et l'éther acétique non acide, font disparaître la couleur bleue à l'instant même; aussi ne se manifeste-t-elle pas si l'on emploie un sel de fer acide, ou lorsqu'on fait usage d'une dissolution alcoolique de morphine (Robinet).

L'acide *iodique* et l'*iodate* acide de potasse, mêlés avec de la morphine ou avec un sel de morphine, sont instantanément décomposés, et l'iode

est mis à nu d'abord avec une couleur rouge, et immédiatement après avec la couleur bleuâtre qui le caractérise; cette réaction a lieu lors même que la liqueur ne contient qu'un demi-milligramme de morphine (Sérullas, 1830).

Le *carbonate* de morphine cristallise en prismes courts. Le *sulfate* offre des ramifications cristallines et même des prismes. Le *chlorhydrate,* $H^{18}C^{34}AzO^{6}$, HCl, 6HO, est sous forme de houppes soyeuses ou de rayons solubles dans 20 parties d'eau froide et dans 1 d'eau bouillante. L'*azotate* est également rayonné. Le *tartrate* et le sous-méconate cristallisent en prismes. L'*acétate* est sous forme de dendrites ou de demi-sphères aiguillées dans l'intérieur; il est inodore, d'un blanc légèrement grisâtre, et d'une saveur amère; il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, insoluble dans l'éther; les dissolutions alcooliques et aqueuses, abandonnées à elles-mêmes à l'air libre, se décomposent spontanément et laissent déposer de la morphine, mais cette décomposition a ses limites; l'acide azotique, l'acide iodique et le sesquichlorure de fer, agissent sur lui comme sur la morphine; une dissolution d'un sel d'or le colore en bleu.

Extraction de la morphine. On fait macérer l'opium dans de l'eau à 38° c.; on sature l'acide libre par du marbre; on évapore, jusqu'en consistance de sirop, dans un vase de porcelaine, afin d'éviter tout contact avec le fer, qui colorerait la matière en rouge foncé, et on ajoute un excès de chlorure de calcium pur; on continue à faire bouillir pendant quelques minutes; il se produit du chlorhydrate de morphine et de codéine solubles, et du méconate de chaux insoluble; on sépare celui-ci après avoir ajouté un peu d'eau, et on évapore la liqueur jusqu'à ce qu'elle cristallise; on dissout les cristaux dans l'eau bouillante; on mêle la dissolution avec du charbon animal *non alcalin,* pour la décolorer; au bout de quelques heures, l'addition d'un peu d'acide rend la matière colorante plus soluble, et par conséquent plus facile à séparer. On décompose les chlorhydrates de morphine et de codéine ainsi purifiés et chauffés jusqu'à l'ébullition, par l'ammoniaque, qui précipite la *morphine*; si celle-ci n'était pas blanche, on devrait la traiter par l'alcool bouillant (Robertson, *Journal de pharm.,* mars 1833). On peut aussi retirer la morphine des pavots indigènes, et même des capsules sèches de ces pavots, comme l'a prouvé M. Tilloy.

L'empoisonnement que détermine la morphine dissoute dans les acides ne diffère en rien de celui que produit l'opium, toutefois il est plus grave à dose égale (voy. *Opium* et mon *Traité de méd. lég.,* t. III, 4e éd.). On administre l'acétate, le sulfate, et surtout le chlorhydrate de mor-

phine, à la dose de 1 à 2 centigrammes, en pilules ou dans un sirop, toutes les fois que l'opium est indiqué; on augmente graduellement la dose, jusqu'à en faire prendre 10 ou 15 centigrammes par jour. Les observations de M. Bailly tendent à prouver que s'il est des cas où les sels de morphine agissent avantageusement, il en est une multitude d'autres dans lesquels l'opium doit leur être préféré. On emploie aussi les sels de morphine à l'extérieur, dans des vésicatoires, et comme calmants.

De la codéine. $H^{19}C^{34}AzO^5,2HO$.

La codéine, découverte en 1832, par Robiquet, dans l'opium, est sous forme de petites aiguilles très-blanches, ou de prismes droits à base rhomboïdale tantôt aplatis, tantôt allongés, contenant 2 équivalents d'eau; elle est fusible à 150°: alors elle a perdu son eau; chauffée plus fortement, elle se décompose. Mille parties d'eau à 15° dissolvent 12,6 de codéine, tandis qu'il s'en dissout 58,8 si l'eau est bouillante; en mettant plus de codéine dans ce liquide bouillant, la partie non dissoute forme une couche comme huileuse au fond du vase; cette dissolution est très-sensiblement alcaline. Elle forme des sels avec les acides; l'*azotate* est très-facilement cristallisable, et la codéine n'est point rougie par l'acide azotique, comme la morphine.

Si l'on traite la codéine par de l'acide azotique très-étendu, on obtient une base substituée, la *nitrocodéine;* si, au contraire, l'acide est d'une concentration moyenne, une action fort violente a lieu, accompagnée d'un dégagement de vapeurs d'acide hypoazotique; la dissolution est de couleur orange, et dépose, par l'addition de l'eau, un acide *résineux*. Si l'on fait évaporer l'acide azotique, en chauffant au bain-marie, on obtient l'acide nouveau sous forme d'une masse poreuse *jaunâtre,* facilement soluble dans l'alcool, dont il est précipité par l'eau; tout porte à croire que sa formule dérive de celle de la codéine, par la substitution de AzO, et par l'addition de plusieurs équivalents d'oxygène. Si l'on traite cet acide par une dissolution de potasse étendue, il colore la liqueur en rouge foncé et se dissout; en faisant bouillir en vases clos cette dissolution, on recueille dans le récipient, où l'on a mis préalablement de l'eau, une *base volatile* d'une odeur particulière très-forte. Si l'on sature par l'acide chlorhydrique ce liquide distillé, et qu'on évapore le sel au bain-marie, on obtient des cristaux abondants facilement solubles dans l'alcool absolu; le chlorure de platine donne avec la dissolution de ces cristaux un beau précipité jaune; ce

sel est formé de $H^5C^2, HAzCl, PtCl$; d'où il suit que la base dont il s'agit est la *méthylamine* de M. Wurtz (Anderson, *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, 29 juillet 1850).

La codéine est insoluble dans les alcalis. La chaux potassée et la chaux sodée, par l'action de la chaleur, donnent avec la codéine de la *méthylamine* et de la *propylamine*, H^9C^6Az ; d'où il suit qu'il existe une certaine analogie entre l'action de la chaux sodée et celle qu'exercent successivement l'acide azotique et la potasse sur la codéine (Anderson, *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, 29 juillet 1850).

Les sels de sesquioxyde de fer ne bleuissent pas la codéine; l'infusion de noix de galle précipite abondamment ses dissolutions, caractères qui la distinguent essentiellement de la morphine.

Elle exerce une action très-prononcée sur la moelle épinière, et ne paralyse pas, comme la morphine, les extrémités pelviennes; ses effets délétères, à une dose un peu élevée, sont incontestables, d'après M. Kunckel. A petite dose, elle provoque un sommeil différent de celui que détermine l'opium. D'après M. Barbier (d'Amiens), elle agit merveilleusement contre certaines névroses abdominales.

Extraction. On verse du chlorure de calcium dissous dans une dissolution aqueuse d'opium convenablement rapprochée; il se forme du méconate de chaux insoluble, et le liquide tient en dissolution, entre autres produits, du chlorhydrate de morphine et de codéine; on filtre, et on verse de l'ammoniaque dans le liquide : la morphine se précipite, tandis que la liqueur retient du chlorhydrate de codéine et d'ammoniaque; on fait évaporer et cristalliser : les cristaux obtenus, composés de codéine, d'acide chlorhydrique et d'ammoniaque, sont redissous dans l'eau et cristallisés de nouveau; alors ils présentent de petites houppes soyeuses et mamelonnées, parfaitement blanches, de chlorhydrate de codéine, ne contenant plus d'ammoniaque; on les broie avec de la potasse caustique un peu étendue, qui produit du chlorure de potassium soluble, et la codéine se précipite sous forme d'une masse qui devient de plus en plus consistante, et qui, étant lavée avec un peu d'eau, peut être réduite en poudre. L'*hydrate de codéine* impur ainsi obtenu, séché et traité par l'éther bouillant, est dissous en partie, et abandonne la *codéine* par une évaporation spontanée, surtout si l'on ajoute un peu d'eau, lorsqu'il s'est déjà déposé quelques cristaux (*Ann. de chimie*, novembre 1832).

De la narcéine. $H^{20}C^{28}AzO^{12}$.

La narcéine, découverte en 1832, par Pelletier, dans l'opium, est en aiguilles blanches et soyeuses qui paraissent être des prismes à quatre pans; elle est inodore, d'une saveur légèrement amère, un peu styptique, fusible à 92°, décomposable au delà de 110° sans se sublimer. Elle est soluble dans 230 parties d'eau bouillante et dans 375 d'eau froide, soluble dans l'alcool bouillant et insoluble dans l'éther. Elle est décomposée par les acides minéraux concentrés. Si ces acides sont affaiblis, ils se combinent avec elle et forment des sels; ces combinaisons se produisent avec des phénomènes remarquables : ainsi, au moment où l'acide chlorhydrique, par exemple, touche la narcéine, celle-ci prend une couleur bleue magnifique; si l'on ajoute assez d'eau pour dissoudre le sel, la dissolution est incolore; souvent, avant de se décolorer, la matière prend une teinte d'un rose violacé; l'apparition de ces teintes diverses dépend de la présence d'une quantité variable d'eau. La narcéine ainsi dissoute dans les acides faibles peut en être précipitée sans altération. L'acide azotique concentré ne la rougit point, mais la transforme en acide oxalique. Elle agit à peine sur l'économie animale.

Extraction. On commence par priver l'extrait aqueux d'opium de la narcotine, de la morphine et de l'acide méconique qu'il renferme, en le traitant successivement par l'eau, par l'ammoniaque à la température de l'ébullition, et par de l'eau de baryte; on sépare l'excès de baryte par le carbonate d'ammoniaque, puis on chauffe la liqueur pour chasser l'excès de ce carbonate; on évapore la liqueur jusqu'en consistance de sirop épais, et on l'abandonne à elle-même; au bout de quelques jours, on obtient une masse pulpeuse sur laquelle on remarque des cristaux; on laisse égoutter cette masse, et on la traite par l'alcool à 40 degrés bouillant; le *solutum* contient la narcéine; il ne s'agit, pour l'obtenir pure, que de le distiller et de purifier, au moyen de l'alcool, les cristaux qui se déposent (voy. *Journ. de pharm.*, novembre 1832).

De la narcotine. $H^{25}C^{46}AzO^{14}$.

La *narcotine* (*substance cristallisable de l'opium, sel de Derosne, principe cristallisable de l'opium*), découverte par Derosne en 1802, n'a été trouvée, jusqu'à présent, que dans l'opium. Elle est solide, blanche, ou légèrement colorée en jaune, inodore, insipide et cristallisée en prismes droits, à base rhomboïdale. Chauffée graduellement dans un

tube de verre, elle fond, comme les graisses, à 170°, devient transparente et se conserve dans cet état, même après le refroidissement; si l'on élève la température à 200°, elle se décompose, répand une fumée épaisse d'une odeur ammoniacale, et laisse un résidu brun poreux d'acide *humopique*, $H^{23}C^{48}O^{17}$. Elle est à peine soluble dans l'eau froide, et soluble dans 500 parties d'eau bouillante; l'alcool bouillant la dissout à merveille, et la laisse déposer en grande partie par le refroidissement : elle est très-soluble dans l'éther; l'huile d'olives et l'huile d'amandes douces la dissolvent lentement, à une température inférieure à celle de l'ébullition. *Aucune de ces dissolutions* n'agit sur les couleurs végétales à la manière des alcalis; cependant la narcotine est rangée aujourd'hui parmi ces corps, parce qu'elle neutralise en grande partie certains acides, et qu'elle forme avec eux des composés cristallisables comparables aux sels : ainsi le sulfate et le chlorhydrate de narcotine peuvent cristalliser; à la vérité, l'acide acétique, qui dissout la narcotine à froid, s'en sépare aussitôt qu'on soumet la dissolution à l'évaporation; d'où il suit que l'acétate ne constitue pas une véritable combinaison. L'acide azotique dissout la narcotique à froid, *sans la faire passer au rouge;* la dissolution est jaune; si, au contraire, on la convertit préalablement en sulfate en y ajoutant un excès d'acide sulfurique, la moindre trace d'acide azotique lui fait prendre aussitôt une couleur rouge de sang très-intense.

M. Anderson vient de prouver que l'acide azotique fournit avec la narcotine une grande variété de produits qui dépendent de la concentration de l'acide; si l'on opère à une température basse et avec un acide très-étendu, on obtient des *bases dérivées* qui n'ont pas encore été examinées; mais par l'action d'un acide plus concentré, il se forme un acide jaune résineux; cet acide, traité par une dissolution de potasse, donne une *base volatile,* laquelle, unie au chlorure de platine, fournit des résultats correspondants à la *méthylamine* (voy. ce mot, et *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences,* 29 juillet 1850).

Si l'on fait chauffer une dissolution saturée de narcotine dans l'acide sulfurique étendu avec du bioxyde de manganèse, il se forme de l'acide *opianique* et de la *cotarnine,* $H^{13}C^{26}AzO^{6}$.

La narcotine, chauffée avec une dissolution concentrée de potasse, fournit de l'acide *narcotique.* Si on la distille à 220° avec un excès d'hydrate de potasse ou de soude, on obtient dans le récipient une *base liquide* à réaction fortement alcaline, d'une odeur à la fois ammoniacale et de harengs, formant avec les acides sulfurique et chlorhydrique des sels très-solubles dans l'eau et dans l'alcool, et que M. Wertheim a

proposé de nommer *œnylamine* = H^9C^6Az (*Journ. de pharm.*, juin 1850).

Traitée par le bichlorure de platine, la narcotine donne la *narcogénine,* $H^{19}C^{36}AzO^{10}$, laquelle se décompose facilement en narcotine et en *cotarnine.*

Extraction de la narcotine. On l'obtient en traitant le marc d'opium (opium épuisé par l'eau) par l'acide acétique bouillant, qui dissout la narcotine; on verse dans la dissolution un alcali qui précipite la narcotine, que l'on fait dissoudre à chaud dans l'alcool pour la purifier.

La narcotine n'est pas employée en médecine: on peut consulter ce que j'ai dit dans mon *Traité de médecine légale* (4e édition), relativement à son action sur l'économie animale, et au rôle qu'elle joue dans l'empoisonnement par l'opium.

Acide opianique, $H^9C^{20}O^9,HO$. — Il est le résultat de l'action de l'acide sulfurique et du bioxyde de manganèse sur la narcotine. Il cristallise en prismes transparents, d'une saveur amère, fusibles à 140°, non volatils, solubles dans l'eau, à moins qu'on ne l'ait maintenu fondu pendant longtemps, car alors il est lactescent, dur et insoluble dans l'eau. L'acide sulfureux le transforme en acide *opianosulfureux.* L'acide sulfhydrique le change en acide *sulfopianique,* $H^9C^{20}O^7S^2$. L'acide azotique étendu ou le bioxyde de plomb le font passer à l'état d'acide *hémipinique,* $H^4C^{10}O^5,HO$.

De la thébaïne ou paramorphine.

Elle est blanche, à peine soluble dans l'eau, d'une saveur plutôt âcre et styptique qu'amère, très-soluble dans l'alcool et l'éther, même à froid, et cristallisable en petits prismes aiguillés qui grimpent sur les parois des vases. Elle fond à 150°, et se décompose ensuite sans se volatiliser, et en donnant des produits azotés. Elle se dissout dans les acides et forme des sels qui ne cristallisent pas. Elle ne fond jamais en gouttes huileuses dans l'eau bouillante, comme la codéine. Enfin elle ne rougit pas par l'acide nitrique et ne bleuit pas par les sels de fer. Elle est composée des mêmes éléments que la morphine, et dans les mêmes proportions; par conséquent ces deux substances sont isomères.

Du reste la paramorphine est fort rare dans l'opium, qui n'en recèle que des proportions minimes. M. Magendie attribue la vertu excitante de l'opium à la paramorphine; cette opinion ne repose sur aucune expérience exacte.

De la pseudomorphine. $H^{18}C^{27}AzO^{2}$.

C'est Pelletier qui a trouvé ce principe dans l'opium, où il n'existe pas constamment; on le retire principalement des opiums, qui donnent par leur précipitation au moyen de l'ammoniaque, un précipité de morphine très-chargé de narcotine.

La pseudomorphine est d'autant plus importante à connaître pour le toxicologiste, qu'elle possède trois des caractères les plus tranchants de la morphine, ainsi qu'on le verra plus bas; mais avec un peu d'attention, il n'est pas possible de confondre ces deux corps.

Cette substance est, pour ainsi dire, insoluble dans l'eau, car il en faut 13,000 fois son poids à froid, et 800 à chaud pour la dissoudre.

Elle l'est encore moins dans l'alcool absolu et l'éther, mais les dissolutions de potasse ou de soude caustique la dissolvent en grande quantité; si l'on sature les bases par un acide, la matière se précipite en entraînant un peu de l'acide précipitant.

Elle est *incristallisable*, sans *saveur* sensible, et *neutre* aux réactifs colorés, ce qui la distingue de la morphine.

Les acides un peu étendus favorisent sa dissolution dans l'eau, mais non pas au même degré: ainsi les acides sulfurique et azotique la dissolvent à peine, l'acide chlorhydrique un peu plus, et l'acide acétiqne beaucoup plus.

L'acide sulfurique concentré la brunit et la dénature. L'acide azotique concentré agit sur elle comme sur la morphine, en lui faisant prendre une *couleur rouge* des plus intenses, et en la changeant en acide oxalique.

Elle décompose aussi l'acide iodique en mettant de l'iode à nu comme la morphine; enfin elle devient d'un bleu intense par le contact des sels de sesquioxyde de fer, et particulièrement du sesquichlorure, comme la morphine. Elle est formée des mêmes principes que celle-ci, mais dans des proportions différentes.

Porphyroxine.

Elle a été retirée de l'opium de Smyrne par Merck.

De la papavérine. $H^{21}C^{40}AzO^{8}$.

La papavérine a été extraite de l'opium par Merck. Elle est en cristaux confus, aciculaires et blancs; elle ramène au bleu le papier de

tournesol rougi par un acide; elle est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'éther et dans l'alcool froids, plus soluble dans l'alcool bouillant. L'acide sulfurique concentré *la bleuit*. Elle forme avec les acides des sels en général peu solubles dans l'eau; le chlorhydrate est remarquable par la facilité avec laquelle il cristallise; le chlorure de platine donne, avec ce chlorhydrâte, un précipité jaune, incristallisable, insoluble, même à chaud, dans l'eau et dans l'alcool. On extrait la papavérine des résidus provenant de la préparation de la morphine. D'après Merck, on peut avaler des quantités assez considérables de papavérine, sans éprouver des symptômes fâcheux (*Journ. de pharm.*, mai 1850).

De la chélidonine.

Elle existe dans le *chelidonium majus* (famille des papavéracées). Elle est cristallisable, incolore, inodore, d'une saveur amère, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther.

La *chéléritrine* existe aussi dans le *chelidonium majus;* elle semble identique avec la *sanguinarine*.

La *glaucine* et la *glaucoprine* paraissent constituer deux alcalis que l'on retire du *glaucium luteum* (papavéracée).

ALCALIS DES STRYCHNOS.

Ces alcalis sont la *strychnine* et la *brucine*.

De la vomicine ou brucine. $H^{26}C^{46}Az^{2}O^{8},8HO$.

La brucine a été découverte en 1819, par Pelletier et Caventou, dans l'écorce de la fausse angusture (*strychnos nux vomica,* famille des loganiacées), où elle existe combinée avec l'acide gallique; elle a été trouvée depuis dans la noix vomique et dans la fève de Saint-Ignace. *Hydratée,* elle est sous forme de prismes obliques, à base parallélogramique, ayant quelquefois plusieurs lignes de longueur, ou en masses feuilletées, d'un blanc nacré ayant l'aspect d'acide borique, ou en champignons; elle est inodore, et douée d'une saveur amère très-prononcée. Chauffée dans un petit tube de verre, elle fond à une température un peu supérieure à celle de l'eau bouillante, abandonne 16 p. 100 d'eau, et se congèle comme de la cire lorsqu'on la laisse refroidir; si on continue à la chauffer, elle perd 8 équivalents d'eau, et se décompose. Elle est inaltérable à l'air.

Elle se dissout dans l'alcool presque en toutes proportions. L'éther et les huiles grasses n'ont pas sur elle une action bien marquée; les huiles volatiles en dissolvent un peu; l'eau bouillante en dissout la 500e partie de son poids, et l'eau froide la 850e partie; ces dissolutions ramènent au bleu le papier de tournesol rougi par un acide, et verdissent le sirop de violettes. Elle s'unit aux acides pour former des sels neutres et acides d'une saveur amère, pour la plupart cristallisables. Elle devient *rouge* lorsqu'on la mêle avec de l'acide azotique; cette couleur passe au jaune si on élève un peu la température, et prend une belle couleur *violette* par le protochlorure d'étain : on peut, à l'aide de ce caractère, rendre sensibles les plus petites traces de brucine; en agissant sur la brucine, l'acide azotique donne naissance à la *cacothéline,* matière cristallisable, d'un rouge orangé, et à un liquide volatil qui n'est pas encore bien connu. Elle est séparée de ses combinaisons salines par les oxydes de la première classe, tandis qu'elle sépare de leurs combinaisons salines tous les oxydes des six dernières; quelquefois la brucine et une partie de l'oxyde restent en combinaison, et forment un sel double. C'est à la brucine que la fausse angusture doit ses propriétés vénéneuses; elle agit sur la moelle épinière en déterminant des contractions tétaniques (voy. mon *Traité de médecine légale,* t. III, 4e édition).

Extraction. On épuise l'écorce d'angusture par l'alcool bouillant; on réunit les liqueurs et on les fait évaporer; on traite le produit par l'eau, qui en sépare une assez grande quantité de matière grasse; on filtre la dissolution, et on la précipite par le sous-acétate de plomb; pour en séparer l'excès de plomb, on filtre de nouveau, et on y fait passer un courant de gaz sulfhydrique, qui en précipite le plomb en excès; la liqueur, bien purgée de celui-ci et filtrée de nouveau, est mise à évaporer, après y avoir ajouté un excès d'acide oxalique, qui s'empare de la brucine, et chasse l'acide acétique qui était combiné avec elle; l'oxalate de brucine impur est traité à 0° par l'alcool anhydre, qui dissout tout, excepté cet oxalate : on fait bouillir celui-ci avec de l'eau et de la magnésie, pour précipiter la brucine, que l'on fait dissoudre dans l'alcool bouillant, d'où elle cristallise par refroidissement.

De la strychnine. $H^{22}C^{42}Az^2O^4$.

La strychine, découverte en 1818 par MM. Pelletier et Caventou, qui lui avaient d'abord donné le nom de *vauqueline,* se trouve dans la noix vomique (*strychnos nux vomica*), dans la fève de Saint-Ignace, dans le bois de couleuvre (*strychnos colubrina*), et dans l'upas tieuté.

Elle est sous forme de cristaux presque microscopiques, qui sont des prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces surbaissées; sa saveur est d'une amertume insupportable; elle est inodore. Soumise à l'action du calorique, elle fond lorsqu'elle est pure, sans perdre de l'eau, noircit, et se décompose rapidement entre 312° et 315°. Elle est inaltérable à l'air. Elle n'est soluble que dans 6,667 parties d'eau à 10°, et dans 2,500 parties d'eau bouillante.

Elle se dissout beaucoup mieux dans l'alcool à 0,835 bouillant; l'alcool anhydre ne la dissout pas; les huiles volatiles la dissolvent également, surtout à chaud; elle est insoluble dans les huiles fixes, dans les graisses et dans les éthers; sa dissolution alcoolique rétablit la couleur bleue du tournesol rougi par un acide. Elle se combine avec les acides, et forme des sels excessivement amers, et pour la plupart cristallisables. Le chlorhydrate de strychnine en dissolution concentrée, traité par le *brome* et par l'ammoniaque, donne de la strychnine *monobromée,* sous forme d'un précipité blanc; si l'on substitue le *chlore,* on obtient la strychnine *chlorée.* L'acide *azotique ne rougit la strychnine* qu'autant qu'elle n'est pas parfaitement débarrassée d'une matière jaune dont il est souvent difficile de la priver entièrement, ou de brucine : aussi trouve-t-on dans le commerce plusieurs échantillons de strychnine *blanche,* qui rougissent par l'acide azotique. Chauffée avec cet acide, elle donne des *bases volatiles* qui n'ont pas encore été examinées (Anderson, *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences,* 29 juillet 1850). Quand on fait chauffer la strychnine avec de l'acide *iodique* dissous, *quelque pure qu'elle soit,* la liqueur se colore en rouge de vin, et pourtant on finit par en séparer un iodate incolore sous forme de longues aiguilles transparentes (Sérullas). Une dissolution de *chlore* fait naître dans les sels de strychnine un précipité blanc.

En versant sur la strychnine quelques gouttes d'acide sulfurique, SO^3,HO, mêlé ou non d'acide azoteux, elle ne se colore pas; mais, si l'on ajoute la plus petite quantité de bioxyde puce de plomb, PbO^2, la liqueur devient d'abord bleue, puis violette, rouge et jaune (Marchand); on obtient une teinte *violette* plus vive, si l'on substitue le bichromate de potasse au bioxyde de plomb (Otto). Avec un mélange de chlorate de potasse et d'acide sulfurique, on transforme la strychnine en acide *strychnique* (Rousseau). Lorsqu'on verse une dissolution alcoolique de strychnine dans un des sels des six dernières classes, le sel est décomposé, la strychnine s'empare de l'acide, l'oxyde métallique se précipite; quelquefois cependant tout l'oxyde n'est pas précipité, et il se

forme un sel double soluble. Les sels de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de magnésie, de chaux et d'ammoniaque, ne sont pas décomposés par la strychnine. La potasse fournit, avec la strychnine, de la *quinoléine* (voy. p. 414).

La strychnine du commerce est quelquefois sophistiquée par 40 ou 50 parties sur 100 de magnésie, et quelquefois par du phosphate de chaux ou de la brucine : dans ce dernier cas, elle rougira par l'acide azotique ; dans les deux autres, il suffira de la calciner pour avoir pour résidu la magnésie ou le phosphate de chaux.

Extraction. On obtient la strychnine en traitant à plusieurs reprises par l'eau ordinaire, dans un vase clos, la voix vomique réduite en poudre ; les décoctions contiennent de la strychnine combinée avec un excès d'acide igasurique, de la gomme, de la matière colorante, et un peu de matière grasse : on concentre les décoctions jusqu'à ce qu'il reste peu d'eau, puis on ajoute par portions de la chaux pulvérisée, dont on a soin de mettre un léger excès ; cet alcali s'empare de l'acide igasurique, et l'on obtient un précipité épais et gélatineux, composé d'igasurate de chaux et de strychnine ; ce précipité, lavé et séché, est traité par l'alcool à 38 degrés, chaud, qui ne dissout que la strychnine, la substance grasse, et un peu de matière colorante. On répète l'action de l'alcool deux fois, ou jusqu'à ce qu'il n'ait plus de saveur amère ; on filtre et on distille ; lorsque la liqueur a la consistance d'un sirop très-clair, on la délaie dans un peu d'alcool froid, et l'on voit aussitôt se déposer au fond des vases une poudre grasse, d'un blanc mat, principalement composée de strychnine ; on lave cette poudre jusqu'à ce que toute la matière colorante soit enlevée, et on la traite par l'alcool bouillant ; par le refroidissement, la strychnine se dépose en cristaux bien détachés. On distille ensuite les eaux mères successivement à la moitié, aux trois quarts, etc., et l'on trouve dans le bain-marie, après chaque refroidissement, des cristaux plus volumineux encore que les précédents, mais moins blancs (procédé de Henry père, modifié par Robiquet).

La strychnine, à la dose d'environ 1 centigramme, donne lieu à des effets prononcés sur un chien de forte taille : elle exerce une action stimulante spéciale sur la moelle épinière, et produit un vrai tétanos ; son action est plus énergique que celle de l'extrait alcoolique de noix vomique et de fève de Saint-Ignace. Le sulfate, le chlorhydrate et l'azotate, agissent de la même manière, mais peut-être avec plus d'énergie. Il est évident que la thérapeutique retirera les mêmes avantages de ces médicaments que de la noix vomique ; mais leur administration peut

être suivie des plus grands dangers, si on ne les donne pas à des doses excessivement faibles. Le sulfate et le chlorhydrate sont les sels neutres les plus employés en médecine.

ALCALIS DES SOLANÉES.

Ces alcalis sont la solanine, l'hyosciamine, la daturine et l'atropine.

De la solanine. $H^{68}C^{84}AzO^{28}$.

La *solanine* a été découverte en 1821 par M. Desfosses, dans les baies de morelle (*solanum nigrum*), de douce-amère, et dans les tiges de cette dernière plante; les feuilles de morelle n'en contiennent pas. M. Morin, de Rouen, l'a trouvée depuis dans les fruits du *solanum mammosum;* MM. Payen et Chevalier, dans les baies du *solanum verbascifolium,* et M. Baup, dans les germes de la pomme de terre. Elle est en prismes quadrangulaires aplatis, blancs opaques, semblables à la cholestérine; elle est inodore, d'une saveur âcre, amère et nauséabonde. Elle fond un peu au-dessus de 100°; si l'on élève davantage la température, elle se décompose, et fournit, entre autres produits, une huile pyrogénée, fétide, un peu animalisée. Elle est très-peu soluble dans l'eau, dans l'éther, dans l'huile d'olives et dans l'essence de térébenthine; l'alcool la dissout très-bien; elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide. Elle s'unit avec les acides et donne des sels neutres amers, peu ou point cristallisables, que l'eau ne décompose point, et qui sont décomposables par les alcalis, lesquels en séparent la solanine; elle n'est point rougie par l'acide azotique, qui lui communique, au contraire, une teinte verdâtre. Elle détermine le vomissement et le sommeil; elle est plus émétique et moins calmante que l'opium. On l'obtient en décomposant par l'ammoniaque le suc filtré des baies de morelle parfaitement mûres, où elle existe à l'état de malate; le précipité, d'une couleur grisâtre, est traité par l'alcool bouillant, qui dissout la solanine, et la laisse déposer par l'évaporation.

De l'hyoscyamine.

Cet alcali a été obtenu, par Geiger et par Hesse, avec les semences de jusquiame. Il est cristallisé en aiguilles douées d'un éclat soyeux, sans odeur lorsqu'il est sec; mais s'il est humide et surtout impur, il offre

une odeur très-désagréable et étourdissante. Chauffé, il fond en un liquide huileux et se volatilise en partie par une chaleur plus forte; une autre partie se décompose. Il est soluble dans l'eau, et dans cet état il présente une réaction alcaline très-énergique. L'iode fait naître dans cette dissolution un précipité abondant couleur de kermès; le chlorure d'or y détermine un précipité blanchâtre. Il neutralise très-bien les acides sans se colorer. Frotté sur l'œil en quantité très-petite, il dilate fortement la pupille.

De la daturine. $H^{23}C^{34}AzO^{6}$.

Geiger et Hesse ont extrait la daturine du *datura stramonium.* Elle est sous forme de prismes incolores, très-brillants, inodores, d'une saveur d'abord amère, puis âcre comme celle du tabac. Distillée, elle se volatilise en partie; mais il s'en décompose une portion notable qui donne de l'ammoniaque; elle ne se volatilise pas dans l'eau chaude. Les alcalis dissous agissent sur elle comme sur l'atropine et l'hyosciamine. Elle se dissout dans 280 parties d'eau froide, et dans 72 parties d'eau bouillante; elle est moins altérable par ce liquide aéré que l'atropine et l'hyosciamine. L'alcool la dissout très-bien; elle est moins soluble daus l'éther. La dissolution aqueuse se comporte avec le papier rougi et avec les autres réactifs, comme celle d'hyosciamine. Les sels qu'elle forme avec les acides donnent de très-beaux cristaux, en général inaltérables à l'air et facilement solubles. Elle est très-vénéneuse, et détermine, lorsqu'on la porte sur l'œil, une forte dilatation de la pupille, qui persiste pendant plusieurs jours. On l'obtient avec les semences du *datura*, et par le même procédé que l'hyosciamine (voy. *Journ. de pharm.*, février, 1834).

De l'atropine. $H^{23}C^{34}AzO^{6}$

Elle existe dans toutes les parties de la belladone (*atropa belladona*), d'où on l'extrait en épuisant particulièrement la racine sèche réduite en poudre, par l'alcool à 90 centièmes. On traite le produit concentré par environ $1/_{24}$ de son poids de chaux vive, puis le liquide filtré est saturé par quelques gouttes d'acide sulfurique, et évaporé à une douce chaleur; après quoi l'on décompose de nouveau ce sulfate par une solution très-concentrée de carbonate de potasse; on filtre lorsque le liquide se trouble, et l'atropine cristallise quelque temps après.

Elle est en aiguilles très-fines, inodores, d'une saveur très-amère, plus

pesantes que l'eau, inaltérables à l'air, fusibles à 90°, en partie volatiles à 140°; lorsque l'atropine est fondue, elle se boursoufle et brûle avec une flamme très-éclairante, en laissant un charbon noir et brillant. Elle est soluble dans 299 parties d'eau froide, très-soluble dans l'alcool, et moins soluble dans l'éther; sa dissolution aqueuse possède une forte réaction alcaline. Elle donne avec les bases des sels neutres incristallisables, solubles dans l'eau et dans l'alcool, et moins solubles dans l'éther. Le chlorure d'or fournit avec eux un précipité cristallin, d'un jaune de soufre, peu soluble dans l'acide chlorhydrique.

Son action sur l'économie animale est des plus énergiques; elle détermine à la fois une sensation de sécheresse dans la bouche, et une constriction dans le palais, accompagnées de vertiges et de violents maux de tête; elle dilate aussi très-fortement les pupilles, à faible dose et d'une manière persistante.

ALCALIS RETIRÉS D'AUTRES VÉGÉTAUX.

De la delphine.

MM. Lassaigne et Feneulle ont découvert en 1819, dans la graine du *delphinium staphysagria*, une substance alcaline désignée sous le nom de *delphine*, et qui est solide, incristallisable, d'un aspect légèrement ambré, devenant presque blanche par la division, d'une saveur insupportable par son âcreté, persistante. Elle fond à 120°; à une température plus élevée, elle se décompose. L'eau la dissout à peine, tandis qu'elle est soluble dans l'éther et surtout dans l'alcool. Plusieurs acides faibles la dissolvent sans l'altérer et forment des sels. L'acide sulfurique concentré la rougit avant de la charbonner. Le chlore, qui n'agit pas sur elle à froid, l'attaque vivement à 150° ou 160°, la colore en vert, puis en brun foncé, et la rend extrêmement friable. Elle est composée, d'après Berzelius, de 73,56 de carbone, de 8,71 d'hydrogène, de 5,78 d'azote, et de 11,94 d'oxygène. Elle est vénéneuse (voy. ma *Médecine légale*, t. III, 4e édit.).

Le sulfate, l'azotate, le chlorhydrate et l'acétate de delphine, sont très-solubles, incristallisables, d'une saveur extrêmement amère et âcre; la potasse, la soude et l'ammoniaque, en précipitent la delphine, sous forme de flocons qui, recueillis sur un filtre, présentent l'aspect de l'alumine en gelée.

Extraction. On réduit en pâte les graines de staphysaigre gris ou marron qui contiennent la delphine; on épuise la pâte par l'alcool à

36 degrés bouillant, on filtre et on distille les liqueurs alcooliques; l'extrait alcoolique résultant est chauffé jusqu'à l'ébullition et à plusieurs reprises avec de l'eau acidulée par l'acide sulfurique; on précipite le *solutum* par la potasse ou l'ammoniaque, qui séparent de la delphine impure; on passe l'alcoolat au noir animal; on filtre et on évapore: le produit est de la delphine encore impure, celle du commerce; on la redissout dans de l'eau acidulée par l'acide sulfurique; on filtre, et on verse goutte à goutte dans la dissolution de l'acide azotique ordinaire ou étendu de la moitié de son poids d'eau, qui sépare une matière résineuse rousse, souvent très-noire; on ajoute de l'acide tant qu'il se précipite de la résine; au bout de vingt-quatre heures, lorsque la matière résinoïde est collée au fond du verre, on décante et on précipite la delphine de la liqueur par la potasse étendue de beaucoup d'eau; on lave le précipité à plusieurs eaux et on le fait dissoudre dans l'alcool à 40 degrés; on distille la liqueur alcoolique, et le résidu est traité par l'eau distillée bouillante, qui n'agit pas sur la delphine, et qui dissout un peu d'azotate de potasse; enfin la delphine est dissoute dans l'éther, d'où on la retire pure par l'évaporation; la matière que l'éther ne dissout point porte le nom de *staphysain,* corps d'apparence résinoïde, sur la nature duquel on n'est pas fixé d'une manière certaine.

De la vératrine. $H^{43}C^{34}AzO^{6}$.

La vératrine, découverte en 1819 par MM. Pelletier et Caventou, et à peu près à la même époque par Meisner, existe dans les graines du *veratrum officinale,* dans les racines de l'*ellébore blanc* et des *colchiques.* Elle est sous forme d'une résine presque entièrement blanche, incristallisable, inodore, mais susceptible de provoquer des éternuments violents lorsqu'elle est appliquée sur la membrane pituitaire, même à une dose très-faible : sa saveur est excessivement âcre, sans mélange d'amertume. Elle entre en fusion à 115° c., et offre l'apparence de la cire; par le refroidissement, elle se prend en une masse translucide, de couleur ambrée. L'eau bouillante n'en dissout qu'un millième de son poids, et acquiert une âcreté sensible. Elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide, et sature les acides, avec lesquels elle forme des sels cristallisables quand ils sont étendus d'eau. L'alcool et l'éther la dissolvent très-bien. L'acide azotique la fait passer au rouge, puis au jaune; l'acide sulfurique la colore d'abord en jaune, puis en rouge de sang, puis enfin en violet, caractères qui la distinguent de la colchicine. Les alcalis ne la dissolvent point. Elle exerce sur l'économie ani-

male une action analogue à celle de l'ellébore blanc, du colchique et de la cévadille, d'où on la retire; elle est le principe actif de ces végétaux (voy. mon *Traité de médecine légale,* t. III, 4e édition).

Le *sulfate* de vératrine est en longues aiguilles très-déliées, qui sont des prismes à quatre pans; chauffé, il perd son eau de cristallisation, se charbonne, et dégage des vapeurs d'acide sulfureux. Le *chlorhydrate* est sous forme de cristaux moins allongés que les précédents, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool, décomposables par le feu.

Extraction de la vératrine. On traite la cévadille par l'alcool, par l'eau acidulée avec l'acide sulfurique, par la potasse, par l'alcool, par le charbon animal, par l'eau aiguisée d'acide sulfurique, et par l'acide azotique, comme je l'ai dit en parlant de la *delphine* (voy. p. 436); ce dernier acide y fait naître un précipité poisseux noir; on décante le liquide, et on le décompose par la potasse, qui fournit un composé de *vératrine, de sabadilline,* et d'une matière *résino-gommeuse.* On traite ce précipité jaunâtre par l'eau bouillante, qui dissout surtout la *sabadilline* et la matière *résino-gommeuse;* la sabadilline se dépose sous forme de cristaux à mesure que la liqueur se refroidit; la matière résino-gommeuse vient nager à la surface sous forme de gouttelettes huileuses, qui se séparent bien à mesure que l'on évapore la liqueur. La matière que l'eau bouillante n'a point dissoute contient principalement la *vératrine :* on la traite par l'éther pur, qui dissout la vératrine, et il suffit, pour l'obtenir, d'abandonner le *solutum* éthéré à l'air libre.

De la sabadilline.

La *sabadilline* existe dans la cévadille, dans la racine d'ellébore blanc, dans le colchique, etc.; elle est sous forme d'étoiles solitaires qui paraissent des hexaèdres; elle est blanche, très-âcre, fusible à 200°, et alors elle a un aspect résineux et brunâtre, décomposable par la chaleur sans se sublimer, *assez soluble* dans l'eau chaude, très-soluble dans l'alcool, insoluble dans l'éther, très-soluble dans les acides sulfurique et chlorhydrique étendus d'eau, avec lesquels elle forme des *sels* cristallisables. Elle est composée de carbone, 64,18; d'hydrogène, 6,88; d'azote, 7,95, et d'oxygène, 20,99.

Extraction (voy. *Vératrine*).

De la ménispermine et de la paraménispermine.

La ménispermine, découverte dans les enveloppes de l'amande de la coque du Levant, est composée de 72,31 de carbone, de 9,31 d'azote,

de 7,87 d'hydrogène, et de 10,52 d'oxygène; sa formule est donc $H^{12}C^{18}AzO^2$. Elle est solide, blanche, opaque, ayant l'aspect du cyanure de mercure, et cristallisée en prismes à quatre pans terminés par une pyramide à quatre faces, insipides et sans action sensible sur l'économie animale. Elle entre en fusion à 120°, et se décompose en laissant beaucoup de charbon si on la chauffe à une température supérieure en vases clos, tandis que, chauffée à l'air, elle disparaît, probablement en se décomposant, mais laisse à peine du charbon. Elle est insoluble dans l'eau; l'alcool et l'éther la dissolvent mieux à chaud qu'à froid. Les acides plus ou moins étendus la dissolvent en se saturant et en formant des sels; le sulfate neutre cristallise en aiguilles prismatiques. L'acide sulfurique concentré à chaud la dissout sans se colorer sensiblement. L'acide azotique concentré la change, à l'aide de la chaleur, en une matière jaune résinoïde et en acide oxalique. Elle n'a point d'usages.

Extraction. On traite par l'alcool bouillant, et à plusieurs reprises, les *enveloppes* de l'amande de la coque du Levant; on laisse refroidir pour séparer de la cire qui se dépose : on distille les liqueurs décantées, et l'on obtient un extrait que l'on traite d'abord par l'eau froide pour dissoudre une matière brune acide, puis par l'eau bouillante légèrement acidulée; ce dernier *solutum* est décomposé par l'ammoniaque, qui en précipite un composé brun de *ménispermine,* d'une seconde matière analogue à la première, la *paraménispermine,* de *résine jaune alcaline,* d'une *matière noire,* de phosphate de chaux, etc. On le traite par l'acide acétique étendu d'eau, qui dissout les trois premières matières; on décompose de nouveau le *solutum* par l'ammoniaque, qui y fait naître un précipité jaune grisâtre, lequel, étant traité par l'alcool à froid, cède à ce liquide la *résine jaune alcaline;* on décante, et on agit sur le résidu par l'éther sulfurique, qui dissout la *ménispermine,* que l'on peut obtenir cristallisée par l'évaporation, et laisse, sous forme d'une masse mucilagineuse, la *paraménispermine.* Pour obtenir celle-ci cristallisée, on dissout cette masse dans l'alcool absolu, et on l'abandonne dans une étuve à 45° c. Elle a la même composition que la ménispermine; elle fond à 250°, et se volatilise à l'état de vapeurs blanches. Les acides la dissolvent sans donner de sels (*Ann. de chim.,* octobre 1833).

De l'harmaline. $H^{14}C^{27}Az^2O^2$

Elle existe, dans la graine du *peganum harmala,* à l'état de phosphate. Elle est en paillettes nacrées, incolores, peu solubles dans l'eau et dans l'éther, très-solubles dans l'alcool bouillant. Elle se combine

avec le chlore, le brome, le cyanogène, les acides sulfurique, chromique, etc. Si on la fait dissoudre à chaud dans de l'acide cyanhydrique étendu d'alcool, on obtient l'*hydrocyanharmaline*, substance cristallisable, inaltérable à l'air, quoique très-instable. Le sulfate d'harmaline, dissous dans l'eau et mêlé d'alcool, donne, par l'acide azotique concentré, du sulfate de *chrysoharmine* d'un jaune d'or. A 120°, le bichromate d'harmaline est changé en *harmine*.

De l'harmine, $H^{12}C^{27}Az^2O^2$, et de la porphyrharmine.

Elle existe aussi dans la graine du *peganum harmala*. Elle est en aiguilles incolores, presque insolubles dans l'eau, très-peu solubles à froid dans l'alcool et l'éther.

Extraction de l'harmaline et de l'harmine. On traite les graines du *peganum* par de l'eau salée aiguisée d'acide sulfurique; il se forme des chlorhydrates de ces deux bases qui se précipitent ; on les fait dissoudre dans l'eau ; on décolore la liqueur par le charbon animal ; on filtre, et l'on verse peu à peu dans le liquide filtré, que l'on porte à la température de 60° à 80°, de l'ammoniaque; la différence de solubilité permet de séparer ces deux bases (Fritzche).

La *porphirharmine*, d'une belle couleur rouge pourpre, est obtenue en traitant lentement par l'alcool les graines du *peganum*.

De la berberine. $H^{18}C^{42}AzO^9$.

On la trouve dans l'épine-vinette, dont elle constitue la matière colorante, et dans la racine de *colombo*. Elle est en aiguilles jaunes, déliées, fusibles à 120°, sans action sur le tournesol, mais formant avec les acides des sels jaunes, inaaltérables à l'air, et facilement cristallisables.

De la bébéérine, $H^{20}C^{35}AzO^6$, et de la sépéérine.

Elle existe, conjointement avec la sépéérine, dans l'écorce de bébééru. Elle est solide, amorphe, d'un jaune-citron, alcaline, soluble dans l'éther. La sépéérine est insoluble dans cet agent.

De la pélosine. $H^{21}C^{36}AzO^6$.

La pélosine existe dans la racine du *cissampelos pareira* (*radix pareiræ bravæ*, de la famille des ménispermées). Elle forme avec l'eau un

hydrate à 3 équivalents d'eau, et avec l'acide chlorhydrique, un sel incristallisable, déliquescent, soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. L'hydrate, abandonné pendant quelque temps à l'air et à la lumière, se colore, dégage de l'ammoniaque, et se trouve transformé en *pellatéine,* $H^{21}C^{42}AzO^{7}$, insoluble dans l'éther, et jouissant aussi de propriétés alcalines (Bödeker, *Journ. de pharm.,* septembre 1849).

De l'aconitine. $H^{47}C^{60}AzO^{14}$.

MM. Hesse et Geiger ont retiré l'aconitine des feuilles sèches de l'*aconitum napellus.* Elle est blanche, grenue, non cristalline, de l'éclat du verre, inodore, d'une saveur amère, puis âcre, inaltérable à l'air, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, moins soluble dans l'éther; ces dissolutions sont alcalines; le *solutum* aqueux ne précipite pas le chlorure de platine. Elle forme avec les acides des sels neutres qui paraissent incristallisables, et qui donnent avec le chlorure d'or un précipité épais d'un jaune blanchâtre, peu soluble dans l'acide chlorhydrique. L'acide azotique la dissout sans la colorer. Chauffée, elle fond à 80° et ne se volatilise pas; à 120° elle commence à brunir et fournit des vapeurs ammoniacales en se décomposant. Elle produit, lorsqu'elle est portée sur l'œil, une dilatation de la pupille qui ne dure que peu de temps. Elle est très-vénéneuse. On l'obtient comme l'atropine (voy. p. 434).

De la colchicine.

MM. Geiger et Hesse ont retiré la colchicine des graines du *colchicum autumnale,* en suivant le même procédé que pour l'extraction de l'*atropine* et de l'aconitine. Elle cristallise d'une dissolution dans l'alcool aqueux, sous forme d'aiguilles prismatiques, incolores, d'une saveur amère, légèrement alcaline; elle est inaltérable à l'air et fusible à une douce chaleur. L'eau, l'alcool et l'éther, la dissolvent. L'acide azotique concentré la colore en bleu et en violet foncé, qui passe peu à peu au vert-olive et au jaune; la teinture d'iode, le chlorure de platine, et l'infusion de noix de galle, la précipitent. Elle neutralise complétement les acides et donne des sels facilement cristallisables. On ne connaît pas sa composition. Son action sur l'économie animale est très-énergique; elle détermine, à très-petite dose, des vomissements et des selles.

De la pipérine. $H^{37}C^{70}Az^{2}O^{10},2HO$.

La pipérine, découverte par Oerstedt en 1820, a été préparée en grand par Pelletier; elle existe dans les diverses variétés de poivre; les cubèbes contiendraient, d'après M. Monheim, une substance analogue, à laquelle il a donné le nom de cubébin. Pour l'extraire, on épuise le poivre par de l'alcool à 0,84, et, après avoir évaporé, on ajoute à l'extrait une lessive de potasse qui dissout la résine, en laissant de la pipérine impure que l'on purifie par des lavages à l'eau et par des cristallisations dans l'alcool. Elle est sous forme de prismes incolores, presque insipides, fusibles à 100°, se décomposant à une température plus élevée. Elle est insoluble dans l'eau froide, soluble dans l'eau chaude, dans l'alcool et dans l'éther, surtout à l'aide de la chaleur; elle n'offre que des propriétés alcalines très-faibles, cependant elle s'unit avec les acides. L'acide sulfurique concentré la dissout avec une couleur rouge de sang foncé. L'acide azotique la colore en jaune rougeâtre; si l'on chauffe, l'action est très-énergique, et il se dégage d'abondantes vapeurs d'acide hypoazotique, d'une odeur particulière ressemblant à celle des amandes amères; il se forme une résine brunâtre, dont une partie flotte à la surface, et dont l'autre reste dissoute dans l'excès d'acide azotique; on précipite cette dernière portion par l'eau; en évaporant l'excès d'acide au bain-marie, on obtient un résidu brun qui se dissout dans la potasse avec une magnifique couleur rouge de sang; si l'on fait bouillir, il se dégage une *base volatile*, d'une odeur particulière aromatique, formant un très-beau sel avec l'acide chlorhydrique, qui cristallise en aiguilles de 3 centimètres de longueur, après avoir été dissous dans l'alcool absolu (Anderson, *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, du 29 juillet 1850).

Lorsqu'on chauffe au bain d'huile à une température de 150° à 160° un mélange de pipérine et de trois fois son poids de chaux sodée, on obtient dans le récipient une liqueur huileuse alcaline, possédant toutes les propriétés de la *picoline*, $H^{7}C^{12}Az$, et dans la cornue un corps d'apparence résinoïde soluble dans l'alcool absolu, d'où il est précipité par l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique, sous forme de flocons d'un jaune-isabelle; cette matière résinoïde a pour formule $H^{67}C^{120}Az^{3}O^{20}$. D'après MM. Wertheim et Rochleder, la pipérine pourrait être considérée comme une espèce de pseudosel, renfermant les éléments de la *picoline* unis à un groupe organique formé de $H^{30}C^{38}AzO^{10}$. M. Wurtz, qui ne partage pas cette manière de voir, considérerait plutôt la pipérine comme une base

organique conjuguée du type qu'offrent la thiosinnamine et les corps basiques que l'on obtient en ajoutant une ammoniaque aux éthers cyaniques.

ALCALIS NATURELS VOLATILS.

Ces alcalis sont la nicotine, la conicine et la théobromine.

De la nicotine. $H^{14}C^{20}Az^{2}$.

Elle a été découverte par Vauquelin en 1809, et étudiée en 1828 par MM. Posselt et Reimann. On la trouve dans différentes espèces de *nicotiana*, dans les *macrophylla rustica* et *glutinosa*. Pour l'isoler, on fait bouillir dans l'eau les feuilles de tabac hachées; on passe à travers une toile, et on évapore la liqueur jusqu'en consistance sirupeuse; on traite le produit par le double de son volume d'alcool marquant 36 degrés; on décante la liqueur brune pour la séparer du dépôt noir qui s'est formé; on concentre la liqueur par la chaleur, puis on la traite par la potasse dissoute, et on agite le tout vivement avec de l'éther; celui-ci dissout la nicotine et quelques autres matières; on ajoute à la dissolution éthérée, petit à petit, de l'acide oxalique en poudre, qui précipite la nicotine à l'état d'oxalate sous forme d'une couche sirupeuse; on lave celle-ci à plusieurs reprises avec de l'éther pur; on la décompose à l'aide de la potasse, et on enlève par l'éther la nicotine isolée; on chauffe en vases clos et au bain-marie la dissolution éthérée; la majeure partie de l'éther se volatilise; il en reste pourtant une portion mêlée d'ammoniaque et d'eau, qui ne distille pas, même à 100°; on transvase dans une autre cornue le liquide restant, et on le maintient, pendant un jour entier, à une température de 140°, en faisant traverser la cornue par un faible courant de gaz hydrogène; après ce temps, on change de récipient et l'on chauffe à 180°; la nicotine passe alors goutte à goutte et parfaitement pure. On retire 400 grammes de cet alcali de 9 ou 10 kilogrammes de tabac de Virginie.

La nicotine est sous forme d'un liquide oléagineux, transparent, incolore, assez fluide, anhydre, d'une densité de 1,048, devenant brun et s'épaississant au contact de l'air, dont il absorbe l'oxygène, d'une odeur âcre ne rappelant que peu celle du tabac, d'une saveur brûlante. Elle ne se congèle pas à —10° c.; elle se volatilise à 250° environ, en laissant un résidu charbonneux; ses vapeurs sont tellement irritantes, qu'on respire avec peine dans une pièce où l'on a vaporisé une goutte de cet alcali. Elle est très-inflammable et brûle avec une flamme fuligi-

ıeuse. Elle bleuit le papier rouge de tournesol humide. Elle est très-soluble dans l'eau, dans l'alcool, dans les huiles grasses et volatiles, ainsi que dans l'éther, qui même la sépare facilement d'une dissolution aqueuse. L'iode et le chlore la décomposent. Elle se combine, en dégageant de la chaleur, avec les acides, et elle précipite de leurs dissolutions l'alumine et tous les oxydes métalliques. Lorsqu'on chauffe la nicotine avec de l'acide azotique, il se dégage d'abondantes vapeurs rouges, et si l'on ajoute un excès de potasse, on obtient une nouvelle base volatile, qui *paraît* être l'*éthylamine* (voy. p. 446 et Anderson, *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences,* du 29 juillet 1850). La nicotine se combine directement avec les hydracides; ses sels simples cristallisent difficilement, parce qu'ils sont déliquescents; les sels doubles qu'elle donne avec différents oxydes métalliques cristallisent mieux. Tous ces sels sont insolubles dans l'éther.

Le tabac de la Havane en contient 2 pour 100; celui de Maryland, 2, 3; celui de Virginie, 6, 9; celui d'Alsace, 3, 2; celui du Pas-de-Calais, 4, 9; celui du Nord, 6, 6; et celui du Lot, 8.

C'est à la nicotine principalement que le tabac à priser doit la propriété d'exciter la membrane muqueuse nasale; elle y est beaucoup plus abondante que dans les tabacs à fumer, dits légers, tels que le maryland, l'alsace, etc.

On peut considérer la nicotine comme un composé d'ammoniaque, H^3Az, et d'un carbure d'hydrogène, H^4C^{10}.

Une goutte de nicotine donne la mort à un chien vigoureux. Appliquée en frictions, elle détermine des convulsions violentes; la respiration devient très-active et râlante; les extrémités postérieures se paralysent, et la bouche de l'animal se couvre d'écume; cependant, lorsque la mort n'est pas la conséquence de ces symptômes, ils cessent en général au bout d'une heure. Elle ne dilate pas les pupilles.

De la conicine (*conine* ou *cicutine*). $H^{15}C^{16}Az$.

Cet alcali fut observé pour la première fois en 1826 par Gieseke, et isolé à l'état de pureté par Geiger en 1831. Il est contenu dans toutes les parties de la ciguë (*conium maculatum*), mais en plus grande quantité dans la semence, d'où on l'extrait. Récente, elle est incolore ou légèrement jaune; mais, au contact de l'air libre ou dans des flacons mal remplis, elle s'altère peu à peu et devient brune; elle offre une odeur fort désagréable, qui porte à la tête et excite le larmoiement, et une saveur extrêmement âcre, qui rappelle l'odeur et la saveur des souris; sa

densité est de 0,89. Elle est volatile, sans altération, et bout à 170°; elle est peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. L'iode détermine dans la conicine un précipité blanc, épais, qui devient vert-olive et d'un éclat métallique, si l'iode est en excès. Le chlore agit d'une manière analogue. L'acide azotique lui communique une belle teinte rouge; l'acide chlorhydrique gazeux la colore en pourpre, puis en indigo foncé. Elle neutralise cependant très-bien tous les acides affaiblis, et donne des sels en général déliquescents et ne cristallisant pas.

On peut la considérer comme étant formée d'ammoniaque, H^3Az, et d'un carbure d'hydrogène, $H^{12}C^{16}$.

Extraction. On distille avec de la potasse dissoute les graines de ciguë écrasées; il passe dans le récipient de la conicine et de l'ammoniaque; on sature le liquide distillé par l'acide sulfurique, et on évapore jusqu'en consistance d'extrait mou; en traitant celui-ci par un mélange d'alcool et d'éther, on dissout le sulfate de conicine; le sulfate d'ammoniaque reste; on évapore le sulfate de conicine, et on le décompose par la potasse; la conicine vient à la surface; on la décante, et on la fait séjourner pendant quelque temps sur du chlorure de calcium, qui lui enlève l'eau; on la distille.

De la théobromine. $H^4C^7Az^2O^2$.

Elle a été découverte par Woskresensky dans le cacao. Pour l'obtenir, on traite la poudre de cette graine par l'eau bouillante, et l'on ajoute à la dissolution évaporée de l'acétate de plomb, qui précipite toutes les matières, excepté la théobromine; le liquide filtré et évaporé, étant repris par l'alcool bouillant, dépose cette substance à l'état de poudre blanche, cristalline, peu soluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther, volatile à 250°. Elle donne, avec les acides concentrés, des combinaisons qui sont détruites par l'eau. Le tannin fournit avec elle une combinaison soluble. Le bichlorure de mercure la précipite en blanc. Elle est sans usages.

Des alcalis végétaux peu étudiés et peu connus.

La *curarine* a été découverte par MM. Boussingault et Roulin dans une substance appelée *curare*, dont les habitants de l'Amérique méridionale se servent pour empoisonner leurs flèches. Il paraît, selon M. de Humboldt, que le *curare* est extrait d'une liane de la famille des strychnées. La curarine est amorphe, d'un aspect résinoïde, et excessivement

énéneuse, fort soluble dans l'eau, dans l'alcool, et insoluble dans éther.

La *cusparine* a été extraite par Saladin de l'angusture vraie (*Bonplania trifoliata*), en traitant cette écorce par de l'alcool froid et absolu, et n laissant évaporer spontanément. Elle cristallise en tétraèdres, et fond une douce chaleur; elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool, et insoluble dans l'éther.

La *daphnine* a été signalée par Vauquelin dans l'écorce du garou (*daphne gnidium* et *mezereum*). On l'obtient en faisant bouillir cette écorce avec de l'eau, et en distillant sur la magnésie; le produit distillé est alcalin, et possède une odeur et une saveur très-irritantes.

La *fumarine* a été extraite de la fumeterre (*fumaria officinalis*).

La *capsicine* existe, selon Braconnot, dans la graine du *capsicum annuum*. Elle est difficilement cristallisable, insoluble dans l'eau froide et dans l'éther, et peu soluble dans l'alcool.

La *crotonine* est préparée, suivant Brandes, avec la graine du pignon d'Inde (*croton tiglium*). Elle forme une masse compacte, composée de petits cristaux fusibles, non volatils, et fort peu solubles dans l'eau.

La *sanguinarine*, extraite de la racine du *sanguinaria canadensis*, est couleur gris de perle, et forme avec les acides des sels rouges très-solubles, d'une amertume très-prononcée. — *Composition*. Carbone, [illegible]0,03; hydrogène, 5,27; azote, 5,23; oxygène, 19,47 (Schiel).

DEUXIÈME GROUPE.

Alcalis végétaux qui sont le produit de l'art.

En décomposant tantôt par le feu, tantôt par les alcalis ou par d'autres agents, le goudron de charbon de terre, la cinchonine, du cyanate de potasse, etc., on obtient des alcaloïdes qu'on n'a pas encore trouvés dans la nature. La plupart de ces corps peuvent être représentés par de l'ammoniaque, H^3Az, plus un carbure d'hydrogène, ainsi que je le démontrerai bientôt; quelques-uns dérivent de plusieurs carbures d'hydrogène, d'autres des éthers cyanique et cyanurique. On peut dire qu'*ils sont presque tous volatils, sans décomposition*; aucun d'eux ne renferme d'oxygène, et ils sont tous formés d'hydrogène, de carbone et d'azote. On peut les diviser en trois séries : 1° ceux que l'on a désignés sous le nom d'*ammoniaques composées* ou de bases *amidées*, parce qu'ils

présentent une grande analogie de *composition* et de *propriétés* avec l'*ammoniaque;* on peut les envisager comme de l'ammoniaque dans laquelle 1 *équivalent* d'hydrogène est remplacé par 1 équivalent d'un *groupe organique composé,* H^3C^2, H^5C^4, H^7C^6, H^9C^8 ou $H^{11}C^{10}$: tels sont l'éthylamine, la méthylamine, l'amylamine ou valéramine, la butyramine et l'aniline. 2° Ceux qui résultent de la substitution de 2 *équivalents* d'hydrogène par 2 *groupes organiques* qui peuvent être différents l'un de l'autre : ce sont les bases *imidées.* 3° Ceux qui résultent de la substitution de 3 *équivalents* d'hydrogène de l'ammoniaque par *trois* groupes organiques composés. Indépendamment de ces alcaloïdes, il en existe un certain nombre qui ont moins d'analogie avec l'ammoniaque : ce sont la quinéloïne, le pyrrhol et la picoline.

§ 1er. — DES ALCALIS DE LA PREMIÈRE SÉRIE, ou des bases amidées, ou des ammoniaques composées.

On doit à M. Wurtz un travail remarquable sur cette classe de corps, et notamment sur l'éthylamine, la méthylamine et l'amylamine. M. Hoffmann a particulièrement étudié l'aniline. M. Wurtz a vu que lorsqu'on traite par la potasse l'acide cyanique hydraté, on obtient de l'*ammoniaque;* si l'on substitue à l'acide cyanique l'éther cyanique de l'alcool vinique, on produit l'*éthylamine;* avec l'éther cyanique méthylique ou d'esprit de bois, on produit la *méthylamine;* avec l'éther cyanique amylique ou de pommes de terre, on forme la *valéramine.* Ces composés peuvent être représentés par 1 équivalent d'ammoniaque et 1 de carbure d'hydrogène constamment isomérique; ainsi :

Ammoniaque.	H^3Az
Méthylamine.	H^3Az,H^2C^2, ou bien H^5C^2Az.
Éthylamine.	H^3Az,H^4C^4, ou bien H^7C^4Az.
Valéramine.	$H^3Az,H^{10}C^{10}$, ou bien $H^{13}C^{10}Az$.

On va voir, par les détails dans lesquels je vais entrer, que ces différents corps, composés des éléments de l'ammoniaque et d'un carbure d'hydrogène, possèdent *la plupart* des propriétés de l'ammoniaque.

De l'éthylamine. H^7C^4Az (H^3Az,H^4C^4).

L'éthylamine est liquide, incolore, très-légère, très-mobile, d'une odeur et d'une saveur semblables à celle de l'ammoniaque, bleuissant le papier de tournesol rougi, bouillant à 18°,7, inflammable, et brû-

lant avec une flamme bleuâtre lorsqu'on l'approche d'un corps en combustion, *ce que ne fait pas l'ammoniaque,* soluble dans l'eau en toutes proportions, et se comportant avec les sels de magnésie, d'alumine, de manganèse, de fer, de plomb, de mercure, de cuivre, etc., comme l'ammoniaque liquide. Quant aux sels de nickel, elle les précipite; mais l'oxyde déposé ne se dissout pas dans un excès d'éthylamine, *tandis que l'ammoniaque dissout parfaitement l'oxyde qu'elle a séparé de ces sels.* L'éthylamine forme avec les acides des sels cristallisables, semblables aux sels ammoniacaux; en approchant une baguette mouillée d'acide chlorhydrique, on voit apparaître des vapeurs blanches extrêmement épaisses, comme avec l'ammoniaque. L'éthylamine donne aussi des composés analogues aux amides (voy. p. 403) : ainsi, avec l'éther oxalique, elle fournit des cristaux aiguillés, H^6C^4Az,C^2O^2, correspondants à l'oxamide.

Préparation. On chauffe légèrement, dans un tube fermé par un bout, du chlorhydrate d'éthylamine bien sec, mélangé du double de son poids de chaux vive; l'éthylamine se volatilise, et vient se condenser dans un récipient refroidi. Pour obtenir le chlorhydrate d'éthylamine, on commence par préparer l'éthylamine en faisant bouillir dans un appareil distillatoire de l'éther cyanique avec un excès de potasse; l'alcali se rend dans le récipient, dans lequel on a mis un peu d'eau, et que l'on a entouré d'un mélange réfrigérant; on sature par l'acide chlorhydrique l'éthylamine condensée dans le récipient; on évapore, et le chlorhydrate cristallise. Il reste dans la cornue du carbonate de potasse.



$$\underbrace{H^5C^4O,C^2AzO}_{\text{Ether cyanique.}},\ \underbrace{2KO,HO}_{\text{Potasse.}} = \underbrace{2KO,CO^2}_{\text{Carb. de potasse.}},\ \underbrace{H^7C^4Az}_{\text{Ethylamine.}}$$

D'après M. Strecher, on pourrait encore préparer l'*éthylamine* en faisant réagir l'ammoniaque sur les chlorures et les bromures des radicaux de l'alcool, ou sur l'éther vinique (voyez *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences,* numéro du 12 août 1850, et *Journ. de pharm.,* septembre 1850).

De la méthylamine. H^5C^2Az, ou H^3Az,H^2C^2.

La méthylamine est un gaz incolore, odorant, et sapide comme l'ammoniaque, d'une densité de 1,08, presque double de celle de ce dernier gaz, bleuissant le papier rougi par un acide, condensable à 0°, brûlant

avec une flamme jaunâtre, *excessivement soluble dans l'eau,* puisque à 12° ce liquide en dissout 1040 volumes. Le charbon l'absorbe avec énergie. Elle agit sur les acides et sur les sels, comme l'éthylamine. On l'obtient, comme celle-ci, en chauffant le chlorhydrate de cette base avec de la chaux vive, et en recueillant le gaz sous des cloches pleines de mercure; on voit que l'on prépare ces deux bases exactement comme on extrait l'ammoniaque du chlorhydrate par la chaux.

De la valéramine ou de l'amylamine. $H^{13}C^{10}Az$, ou $H^3Az, H^{10}C^{10}$.

Elle est liquide, incolore, d'une saveur et d'une odeur ammoniacales, très-soluble dans l'eau, se comportant avec les acides et les sels comme les deux bases précédentes, si ce n'est qu'il faut l'employer en plus forte proportion que l'éthylamine, la méthylamine et l'ammoniaque, pour dissoudre le chlorure d'argent et le bioxyde de cuivre hydraté bleu. Elle donne avec l'acide chlorhydrique un chlorhydrate neutre en écailles blanches, grasses au toucher, non déliquescentes, assez solubles dans l'eau, solubles dans l'alcool, et que l'on peut représenter par $H^{13}C^{10}Az, HCl$. On l'obtient en distillant avec de la chaux vive le chlorhydrate de valéramine, préparé lui-même en décomposant l'éther amylique par la potasse (voy. *Éther amylique,* p. 210, et *Éthylamine,* p. 446).

De la butyramine ou pétinine. $H^{11}C^8Az$, ou H^3Az, H^8C^8.

Elle est liquide, incolore, fluide comme l'éther, et fortement réfringente; sa saveur est chaude et piquante, son odeur est désagréable et semblable à celle des pommes. Elle bout à environ 80°. Elle se dissout en toutes proportions dans l'eau, l'alcool, l'éther, et les huiles. Elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide, et répand d'épaisses vapeurs lorsqu'on en approche une baguette imprégnée d'acide chlorhydrique. Elle s'unit aux acides avec dégagement de chaleur, et fournit des sels. Elle précipite le chlorure d'or en jaune pâle, et les sels de cuivre en bleu; l'hydrate de bioxyde de cuivre déposé se dissout dans l'ammoniaque, qu'elle colore en bleu. Elle donne des sels doubles avec le bichlorure de platine et le bichlorure de mercure. Elle est à l'acide butyrique, $H^7C^8O^5, HO$, ce que l'éthylamine est à l'acide acétique, $H^3C^4O^3, HO$.

Préparation. Il a été jusqu'à présent impossible de l'obtenir par le procédé qui fournit les trois bases dont je viens de parler; mais on la

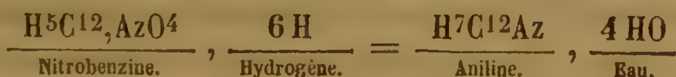
prépare en décomposant par le feu les matières animales, et notamment le produit huileux qui se produit dans la fabrication du noir d'ivoire par les os (Anderson, *Journ. de pharm.*, octobre 1849).

Action de l'éthylamine et de la méthylamine sur l'économie animale. Il importait de savoir si les analogies que je viens de constater entre ces deux bases et l'ammoniaque se retrouveraient aussi dans les effets que ces substances produisent sur nos organes. Mon neveu, I.-L. Orfila, s'est livré à des recherches nombreuses à ce sujet, qui ont donné les résultats suivants :

Les chiens soumis comparativement à l'action de ces alcalis et de l'ammoniaque ont présenté les mêmes symptômes d'empoisonnement et les mêmes lésions de tissu. L'analogie est complète, soit qu'on introduise ces corps par le tube digestif, soit qu'on fasse respirer les animaux dans des atmosphères chargées de ces substances.

De l'aniline. $H^7C^{12}Az$.

On obtient l'*aniline* lorsqu'on traite l'indigo par un excès de potasse, ou lorsqu'on soumet la *nitrobenzine*, H^5C^{12},AzO^4 (voy. p. 334), à l'action de l'hydrogène naissant, de l'acide sulfhydrique, ou de tout autre corps réducteur qui lui enlève de l'oxygène.



$$\underbrace{H^5C^{12},AzO^4}_{\text{Nitrobenzine.}}, \underbrace{6H}_{\text{Hydrogène.}} = \underbrace{H^7C^{12}Az}_{\text{Aniline.}}, \underbrace{4HO}_{\text{Eau.}}$$

L'aniline est liquide, même à — 20°, incolore, d'une odeur vineuse agréable, d'une saveur brûlante, d'une densité de 1,028, bouillant à 182°, à peine soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther. Exposée à l'air, elle se résinifie, et verdit le sirop de violettes. Elle dissout à chaud le soufre et le phosphore, et fournit avec plusieurs acides des sels que l'on peut faire cristalliser. *Elle colore en bleu les hypochlorites alcalins.* Le chlore et le brome lui enlèvent de l'hydrogène, et donnent de l'aniline *monochlorée* et *monobromée*, qui sont de véritables bases formant des sels, et de l'aniline *trichlorée* ou *tribromée* = $H^{12}C^4Cl^3Az$, et $H^{12}C^4Br^3Az$, qui ne possèdent plus de propriétés basiques. Il existe aussi une aniline *monoiodée*, qui est une base. En général, quand la substitution n'a pas été poussée trop loin, les corps dérivés de l'aniline restent basiques. Quant au cyanogène, il n'agit pas sur l'aniline en lui enlevant de l'hydrogène, mais bien en se combinant avec elle pour former une base

cristallisable, la *cyaniline,* $H^7C^{12}AzCy$, qui produit des sels bien définis, et cristallisables avec les acides. Les expériences de M. Gerhardt l'ont conduit à admettre que, dans ses réactions, l'aniline se comporte comme l'ammoniaque, qu'elle fournit des *amides* correspondants aux amides de la série ammoniacale, qui ne diffèrent des sels d'aniline que par de l'eau : ainsi que l'on distille de l'oxalate ou du sulfate d'aniline, on aura dans le premier cas l'*oxanilide,* $C^2O^2,H^6C^{12}Az$, correspondant à l'oxamide, et, dans le second, de l'acide sulfanilique, $S^2O^5,H^6C^{12}Az$, correspondant à l'acide oxamique. L'aniline peut être représentée par de l'ammoniaque et par un carbure d'hydrogène, H^3Az,H^4C^{12}.

De la nitraniline, H^6C^{12},AzO^4,Az. — Elle est le résultat de l'action de l'hydrogène ou du sulfhydrate d'ammoniaque sur le binitrobenzide; ici 1 équivalent d'hydrogène du binitrobenzide a été remplacé par 1 équivalent d'acide hypoazotique.



$$\underbrace{H^4C^{12},2AzO^4}_{\text{Binitrobenzine.}},\ \underbrace{6H}_{\text{Hydrogène.}} = \underbrace{H^6C^{12},AzO^4,Az}_{\text{Nitraniline.}},\ \underbrace{4HO}_{\text{Eau.}}$$

La nitraniline est en aiguilles jaunes, fusibles à 110°, bouillant à 285°, volatiles, presque insolubles dans l'eau froide, solubles dans le même liquide bouillant. Elle forme des sels avec les acides.

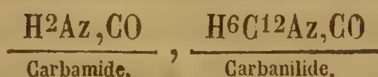
De la cyaniline, $H^7C^{12}CyAz$. — On la produit en combinant le cyanogène avec l'aniline. Elle est en lames cristallines d'un grand éclat, incolores, inodores, insipides, fusibles à 220°, insolubles dans l'eau, formant des sels avec les acides azotique, chlorhydrique, iodhydrique, etc.

De la mélaniline, $H^{13}C^{26}Az^3$. — Elle est le résultat de l'action du chlorure ou du bromure de cyanogène gazeux et *secs* sur l'aniline. Elle est solide, inodore, d'une saveur amère, fusible entre 120° et 130°, à peine soluble dans l'eau froide, soluble dans l'éther, l'alcool, etc., formant avec les acides des sels que l'on peut transformer, par la substitution, en sels *chlorés* et *bromés.*

Si l'on fait agir à la fois le chlorure de cyanogène gazeux et de l'*eau,* on obtient de l'*anilurée.*

De l'anilurée, $H^8C^{14}Az^2O^3$. — L'anilurée est en cristaux aciculaires, peu solubles dans l'eau froide, très-solubles dans l'eau chaude, sans action sur les acides et les alcalis étendus. Chauffés, ils fondent, puis donnent de l'ammoniaque et un mélange de *carbanilide* et d'acide cyanurique; ce qui fait croire à M. Hoffmann que l'*anilurée* est une

amide conjuguée, formée d'une molécule de *carbamide* et d'une de carbanilide.



$$\underbrace{H^2Az,CO}_{\text{Carbamide.}}, \quad \underbrace{H^6C^{12}Az,CO}_{\text{Carbanilide.}}$$

(Voyez, pour plus de détails, le numéro d'octobre 1849 du *Journal de pharmacie.*)

De quelques autres alcalis artificiels ayant moins d'analogie avec l'ammoniaque que les précédents.

De la quinéoline ou leukol. $H^7C^{18}Az$ (voy. p. 414).

Du pyrrhol.

Il fait partie du goudron de charbon de terre, d'après Runge.

De la picoline. $H^7C^{12}Az$.

Elle existe dans le goudron de charbon de terre. Elle est liquide, d'une densité de 0,955, bouillant à 133°, soluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, et les huiles grasses et essentielles. Elle est isomérique avec l'aniline; on peut donc la considérer comme étant formée de H^3Az (ammoniaque) et de H^4C^{12} (carbure d'hydrogène).

§ II. — DES BASES ALCALINES DITES IMIDÉES.

En faisant réagir l'éther bromhydrique sur une base *amidée* ou sur une *ammoniaque composée*, M. Hoffmann a pu, en éliminant une seconde molécule d'hydrogène, la remplacer à son tour par le terme H^5C^4, ou un autre analogue, et passer de la première série des alcaloïdes artificiels à une seconde série complétement nouvelle, la série des bases *imidées.* Cette série comprend surtout l'*éthylaniline.*

De l'éthylaniline. $H^{11}C^{16}Az$.

Lorsqu'on chauffe doucement un grand excès d'éther bromhydrique, H^5C^4Br, et de l'*aniline,* on obtient, par le refroidissement, une masse cristalline, composée de bromhydrate d'*éthylaniline ;* d'où il suit que le brome s'est emparé d'un équivalent d'hydrogène de l'aniline pour for-

mer de l'acide bromhydrique, tandis que l'aniline a pris H^5C^4 à l'éther bromhydrique; en sorte qu'elle s'est transformée en éthylaniline : en effet,



$$\frac{H^7C^{12}Az}{\text{Aniline.}}, \frac{-H}{\text{Hydrogène.}}, \frac{H^5C^4}{\text{Carb. d'hydrogène.}} = \frac{H^{11}C^{16}Az}{\text{Ethylaniline.}}$$

Si l'on décompose le bromhydrate d'éthylaniline par la potasse, on obtient l'éthylaniline, sous forme d'une huile brune, que l'on purifie en la desséchant sur la potasse caustique et en la rectifiant. Ainsi purifiée, elle est huileuse, incolore, fortement réfringente, se colorant rapidement à l'air et à la lumière, d'une densité de 0,958 à 18°, bouillant à 204°, ne devenant pas bleue, comme l'aniline, lorsqu'on la traite par l'hypochlorite de chaux, donnant, avec les acides, des sels très-solubles, difficiles à obtenir cristallisés au sein de l'eau. Le bromhydrate, cristallisable en tables d'une grande beauté, après avoir été dissous dans l'alcool, s'il est fortement et brusquement chauffé, se dédouble en aniline et en éther bromhydrique.

§ III. — DES BASES ALCALINES DITES NITRILES.

Lorsqu'on fait réagir l'éther bromhydrique sur l'éthylaniline, on élimine une troisième molécule d'hydrogène, qui est remplacée à son tour par H^5C^4, c'est-à-dire par les éléments de l'éther bromhydrique, moins le brome, et l'on forme la *biéthylaniline.*

De la biéthylaniline. $H^{15}C^{20}Az$.

La biéthylaniline est liquide, et ne se colore pas à l'air comme l'éthylaniline; sa densité est de 0,939 à 18°; elle bout à 213°,5; elle n'est pas colorée en bleu par l'hypochlorite de chaux; mais, comme l'éthylaniline, elle colore un copeau de sapin en jaune.

De quelques autres bases obtenues par M. Hoffmann.

Lorsqu'on traite la *nitraniline* par l'éther bromhydrique, on forme l'*éthylonitraniline.* La *méthylaniline* est le résultat de l'action de l'éther méthylbromhydrique ou méthyliodhydrique sur l'aniline et sur les bases qui en dérivent. On prépare l'*amylaniline* en faisant agir sur l'aniline un excès d'éther amylbromhydrique, L'amylaniline donne, avec l'éther amylbromhydrique, de la *biamylamile.* On forme de l'*amyléthylani-*

line avec l'éther bromhydrique et l'amylaniline. En chauffant une dissolution aqueuse d'*éthylamine* avec un excès d'éther bromhydrique, on produit la *biéthylamine ;* celle-ci est à son tour transformée par cet éther en *triéthylamine* (voyez, pour plus de détails, le mémoire de M. Hoffmann dans le numéro d'août 1850 du *Journal de pharmacie*).

CLASSE DEUXIÈME.

DES PRODUITS IMMÉDIATS DES VÉGÉTAUX.

On désigne sous le nom de *produits immédiats* des mélanges de plusieurs des principes immédiats qui viennent d'être étudiés, comme les sucs huileux ou graisseux, résineux, sucrés, etc.

DES PRODUITS IMMÉDIATS GRAISSEUX, HUILEUX OU CIREUX.

Ces produits sont : 1° la stéarine, la margarine, l'oléine, la butyréoline, la palmine, la palmitine, la myristine, la phocénine, la butyrine, l'hircine, l'élaïdine, que l'on peut considérer comme étant formés de glycérine et d'un acide gras ; 2° la cétine et la myricine, que l'on peut envisager comme des composés, la première d'acide éthalique et d'éthal, et l'autre d'acide palmitique et de mélissine, substance qui se rapproche beaucoup de l'éthal; 3° les graisses et les huiles; 4° les cires.

Avant de parler de chacun de ces corps en particulier, je crois utile de donner leurs principales propriétés générales.

GÉNÉRALITÉS SUR LES CORPS GRAS COMPOSÉS.

Les corps gras composés existent dans le règne végétal et dans le règne animal; les plantes en contiennent surtout dans les graines et dans les péricarpes des fruits; on les désigne sous le nom d'*huiles,* tandis qu'on appelle *cires* des matières grasses que l'on trouve à la surface des feuilles et des écorces. Quant aux *graisses,* elles n'existent que dans le règne animal, constituant, en grande partie le tissu cellulaire graisseux, si abondant surtout sous la peau, où il forme une couche d'autant plus épaisse que les animaux sont plus gras.

Les corps gras composés sont solides ou liquides, cependant leur fluidité n'est jamais très-grande; tout le monde connaît la *consistance huileuse;* ils ont une saveur douce fade lorsqu'ils sont récents et purs; il en est de même de l'odeur, qui est presque nulle ordinairement; toutefois, lorsque ces corps ont subi une altération provenant soit de l'air, soit de tout autre agent, en même temps qu'il se développe une odeur plus ou moins forte, ils acquièrent une saveur âcre désagréable; quant à ceux qui possèdent une odeur particulière, on sait qu'elle est due à la présence d'un acide volatil uni à la glycérine. Étendus à l'état liquide sur du papier, les corps gras le rendent translucide, et forment des taches persistantes huileuses ou graisseuses.

Ils fondent assez facilement à une température peu élevée, et sans exception plus basse que celle à laquelle fondent les acides qu'ils renferment; le point de fusion varie de $-5°$ à $+60°$. Le froid les durcit et solidifie ceux qui étaient liquides.

Une température plus élevée que le point de fusion, celle de 250° par exemple, fait éprouver aux corps gras une décomposition particulière caractéristique.

Lorsqu'on les maintient longtemps en ébullition, ils dégagent de l'acide carbonique, des gaz inflammables, de l'*acroléine,* corps très-volatil qui irrite fortement les yeux et prend à la gorge, et qui provient de la décomposition de la glycérine; ils se colorent et donnent, en outre, des produits solides ou liquides, selon l'époque de l'opération et sa durée: c'est ainsi que, pendant la première période, le produit présente, à la température ordinaire, la consistance du beurre, et n'est formé que d'acides gras libres; plus on ménage la distillation, plus ce produit est abondant et solide: il s'élève en général à 30 ou 40 pour 100; on n'obtient plus ensuite qu'une huile volatile, des gaz inflammables, tandis que ce qui reste du corps soumis à la distillation est devenu visqueux, brun, et très-soluble dans les alcalis. Il est évident que ces produits doivent varier, selon la nature même du principe qui les fournit: ainsi l'acide stéarique se transforme en acide margarique, l'acide oléique fournit de l'acide sébacique. Le point d'ébullition des corps gras, et particulièrement des huiles, est plus élevé que celui de la fusion du plomb. Si l'on fait chauffer à 300° les corps gras dans un appareil que l'on fait traverser dans un courant de vapeur d'eau, sous une pression plus faible que celle de l'atmosphère, la glycérine est décomposée en plusieurs produits solubles dans l'eau, et les acides gras qui étaient combinés avec elle distillent sans altération. L'*oxygène* peut se combiner avec certaines matières grasses directement; cette action finit par produire la

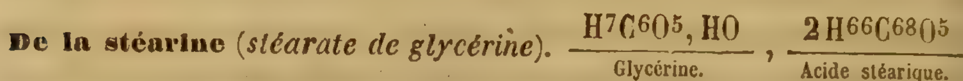
rancidité, lorsqu'elle s'exerce lentement et qu'elle donne naissance à des matières volatiles; d'autres fois elle a lieu avec développement de beaucoup de chaleur; enfin c'est à elle qu'est due la propriété siccative de certaines huiles employées en peinture; cette action est surtout favorisée par le contact d'une matière azotée en décomposition; elle paraît alors se rattacher aux phénomènes de la fermentation. Les graisses des animaux à sang chaud, les huiles d'olives, d'amandes douces, de navette et de colza, ne sont pas siccatives, tandis que celles de lin, de noix, d'œillette et de ricin, le sont (voy. *Graisses* et *Huiles*). L'*eau* ne dissout aucun corps gras, tandis qu'ils sont solubles dans l'alcool absolu, plus solubles dans l'éther et dans les essences, et plus solubles encore dans les graisses liquides. Le *chlore* et le *brome* décomposent les corps gras; il se fait des composés particuliers, et il se dégage des acides chlorhydrique et bromhydrique. L'*iode* colore les corps gras en brun, mais cette couleur disparaît au bout de quelque temps. Les *acides,* en général, séparent et isolent les acides gras des corps gras neutres en s'unissant avec la glycérine; quelquefois l'acide se combine aussi avec les acides gras et fournit des composés nouveaux.

L'acide *sulfurique* s'unit avec plusieurs corps gras neutres, tels que la stéarine, la margarine et l'oléine, et forme des acides *sulfogras;* ces acides, soumis à une action plus prolongée de l'acide sulfurique, se dédoublent en acides stéarique, margarique, oléique, et en glycérine; *c'est une saponification* comme l'opéreraient les alcalis et la plupart des bases. L'acide sulfurique peut encore se combiner avec ces trois acides gras et avec la glycérine, et donner naissance aux acides *sulfostéarique, sulfomargarique, sulfoléique* et *sulfoglycérique,* lesquels, traités par l'eau, sont décomposés en acide sulfurique et en acides stéarique, margarique, oléique, ou en glycérine; la saponification par l'acide sulfurique a conduit à un mode de préparation nouveau des bougies stéariques (voy. *Bougies*). L'acide *azotique* et l'acide *hypoazotique* agissent d'une manière spéciale, qui sera examinée plus loin : ils oxydent la substance grasse.

Les *alcalis* et les *oxydes* non alcalins déplacent la glycérine des corps gras, tandis que les acides gras se combinent avec les alcalis et les oxydes, avec lesquels ils forment des *savons* et les *emplâtres*. Soumis à la distillation avec de la *chaux* vive en poudre, les acides gras qui constituent les corps neutres subissent une altération; un équivalent d'acide carbonique prend naissance sous l'influence de cette base, aux dépens des éléments des acides et s'unit avec elle, tandis qu'il distille une substance neutre toute nouvelle, n'ayant aucune des propriétés des

corps qui l'ont produite ; la découverte de ces corps est due à M. Bussy (voy. *Acides gras*).

MM. Bernard et Barreswil ont fait voir tout récemment que le *suc pancréatique* décomposait aussi en quelques heures les corps gras neutres en acides gras et en glycérine.



De la stéarine (*stéarate de glycérine*). $\frac{H^7C^6O^5,HO}{\text{Glycérine.}}$, $\frac{2H^{66}C^{68}O^5}{\text{Acide stéarique.}}$

La stéarine de bœuf peut être représentée par 2 équivalents d'acide stéarique anhydre, et 1 équivalent de glycérine, moins 8 équivalents d'eau ; tandis que celle de mouton le serait par le même nombre d'équivalents d'acide et de glycérine, moins 4 équivalents d'eau. La stéarine forme la majeure partie de la graisse de mouton (suif), de veau, de bœuf ; on la trouve aussi dans une grande quantité d'autres corps gras. Elle est solide, blanche, nacrée, sans odeur ni saveur, douce au toucher, et cassante comme de la cire ; son point de fusion est entre 60° et 62°. Chauffée plus fortement, elle bout et donne naissance aux produits ordinaires de la décomposition des graisses par le feu ; elle est insoluble dans l'eau, fort peu soluble dans l'alcool froid et anhydre, plus soluble dans ce menstrue bouillant ; par le refroidissement, tout ce qui est dissous se précipite sous forme de flocons blancs. L'éther bouillant la dissout en très-grande proportion ; mais à la température de + 15° il n'en retient plus que $\frac{1}{225}$ de son poids. Traitée par l'acide sulfurique, elle donne de l'acide stéarique libre et une combinaison d'acide sulfurique et de glycérine. L'acide azotique exerce sur elle la même action que sur l'acide stéarique et la glycérine séparés. La stéarine, soumise à l'action des alcalis hydratés, fournit un stéarate de la base et met la glycérine en liberté. La stéarine ne possède pas toujours les mêmes propriétés, puisqu'elle peut provenir de sources fort variées, et se trouver unie ainsi à beaucoup de corps étrangers.

Préparation. On obtient la stéarine en versant sur du suif de mouton, préalablement fondu au bain-marie, cinq ou six fois son volume d'éther sulfurique ; par le refroidissement, le mélange se prend en une masse cristalline, que l'on exprime fortement et qu'on lave à plusieurs reprises avec de l'éther jusqu'à ce qu'elle soit fusible à + 62° ; dans cet état, elle constitue la stéarine.

De la margarine (*margarate anhydre de glycérine*).

La margarine a été longtemps confondue avec la stéarine. Elle existe dans la graisse humaine et dans plusieurs autres graisses, ainsi que dans l'huile d'olives; elle est ordinairement mélangée d'oléine et de stéarine. Elle est incolore, inodore, cristallisée en petites aiguilles déliées, soluble dans l'alcool, plus soluble dans l'éther que ne l'est la stéarine; car, à froid, 5 grammes en dissolvent à peu près 2 de margarine. Elle fond à 47°, tandis que la stéarine ne fond qu'à 62°. Distillée, elle donne les mêmes produits que la stéarine et la plupart des corps gras. Les acides et les alcalis la changent en glycérine libre, et en acide margarique, qui devient libre ou qui s'unit à l'oxyde. Elle n'a pas encore été analysée à l'état de pureté. On extrait aisément la margarine en dissolvant la graisse humaine ou la graisse de porc dans l'alcool bouillant; par le refroidissement, on obtient des cristaux d'un blanc mat, qui, purifiés par de nouvelles cristallisations, deviennent fusibles à 47°. D'après MM. Pelouze et Boudet, la matière blanche cristalline qui se dépose en faisant refroidir l'huile d'olives est une combinaison de margarine et d'oléine (margarate et oléate de glycérine); lorsqu'on la comprime, on en extrait la partie liquide. M. Broméis dit avoir retiré la margarine pure en exprimant le beurre et en faisant cristalliser à plusieurs reprises dans l'alcool éthéré.

De l'oléine (*oléate de glycérine*).

L'*oléine* constitue la partie fluide des graisses et des huiles grasses; elle prédomine dans les huiles, tandis qu'elle est peu abondante dans les graisses. Elle est inodore, incolore, insipide; sa densité est de 0,90 à 0,92; elle se décompose, de même que la stéarine et la margarine, par l'action de la chaleur; elle se solidifie par l'action d'un froid assez intense, et cela d'autant plus facilement qu'elle est moins pure. L'acide azotique concentré la décompose en acide sébacique et en plusieurs autres produits (Laurent). L'acide sulfurique et tous les autres acides analogues la transforment en acide oléique en isolant la glycérine ou en s'en emparant. Sous l'influence du glucose et de l'acide sulfurique, l'oléine retirée de la moelle épinière s'est colorée en rouge (voy. *Albumine*).

Par les oxydes métalliques, elle est transformée en oléate et en glycérine libre. Soumise à l'action de l'air, l'oléine absorbe de l'oxygène,

dégage de l'acide carbonique, et finit par s'épaissir considérablement. Elle se mêle en toutes proportions avec l'éther, les huiles grasses et les huiles volatiles.

Pour l'obtenir, on traite les graisses par l'alcool bouillant, comme pour la préparation de la margarine; par le refroidissement, l'alcool abandonne la plus grande partie des matières cristallisables, en retenant en dissolution l'oléine; on distille l'alcool, puis on y ajoute de l'eau, et l'on maintient le tout en ébullition pendant quelque temps, afin de dissoudre une matière colorante, que l'oléine retiendrait sans cela; on décante et l'on refroidit de nouveau la liqueur : lorsqu'il ne se dépose plus rien, on peut considérer l'oléine comme pure.

D'après les remarques de MM. Pelouze et Boudet, il paraîtrait qu'il existe quelques différences entre l'oléine des graisses et celle des huiles siccatives; car, sous l'influence de l'acide hypoazotique, cette dernière n'éprouve aucune altération sensible, tandis que l'oléine des graisses et des huiles non siccatives se transforme en élaïdine et en acide élaïdique.

De la butyréoline.

On donne ce nom à l'huile fluide du beurre, que l'on obtient en comprimant le beurre lavé à l'eau chaude et refroidi, et que l'on avait regardée pendant longtemps comme de l'oléine. Elle diffère de celle-ci sous beaucoup de rapports (voy. Broméis, *Ann. de chim.*, février 1843), mais surtout en ce que les alcalis la transforment en glycérine et en acide *oléobutyrique,* $H^{30}C^{34}O^{4},HO$.

De la palmine (*palmate de glycérine*).

La palmine obtenue en traitant, même à froid, l'huile de ricin par l'acide hypoazotique, est blanche, insipide, fusible à 43°, insoluble dans l'eau, soluble dans le double de son poids d'alcool à 30°, très-soluble dans l'éther, saponifiable et décomposable par les alcalis en glycérine et en acide *palmique*.

Acide palmique, $H^{64}C^{68}O^{10},2HO$. — Il est en aiguilles blanches et soyeuses, fusibles à 44°, et qui, après avoir été fondues et refroidies, donnent une masse de cristaux groupés en étoiles. Il est volatil sans altération, et facilement soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il peut former avec l'alcool vinique un éther (voy. p. 178). On l'obtient en décomposant par l'acide tartrique chaud le palmate de potasse préparé en

isant agir à chaud la palmine sur la potasse; l'acide palmique, mis à
1, se concrète à la surface de la liqueur, et il suffit de le dissoudre
ans l'alcool bouillant, pour qu'il cristallise par refroidissement. Il
t également le résultat de l'action de l'acide hypoazotique, ou de l'a-
de azotique pur sur l'huile de palme à chaud.

De la palmitine (*palmitate de glycérine*). $\frac{H^8C^6O^6}{\text{Glycérine.}}$, $\frac{H^{62}C^{64}O^6}{\text{A. palmitique.}}$

La palmitine est d'un blanc éclatant et sous forme cristalline, fort peu soluble dans l'alcool bouillant, se dissolvant, au contraire, en toutes proportions dans l'éther porté à cette température, d'où elle se dépose, par le refroidissement, sous forme de très-petits cristaux. Elle fond à 48°, et par un abaissement de température, elle se prend en une masse dure et friable, qui a l'aspect de la cire. Traitée par les oxydes ou les acides, elle abandonne de la glycérine et se change en acide palmitique. Pour l'obtenir, on exprime l'huile de palme dans un linge, afin d'en séparer les parties fluides, et l'on traite le résidu quatre ou cinq fois par l'alcool bouillant, puis on le dissout dans l'éther chaud; on filtre, et, par le refroidissement, il se dépose des cristaux de palmitine.

De la myristine (*myristate de glycérine*).

Pour se procurer la myristine, on traite à froid le beurre de muscade par l'alcool; on comprime le résidu entre des feuilles de papier buvard, et l'on dissout dans l'éther bouillant; on filtre, et, par le refroidissement, la dissolution éthérée se prend en une bouillie composée de petits cristaux. La myristine pure est formée par des aiguilles soyeuses qui fondent à 31° en une huile transparente. Elle se distingue des autres substances grasses par la résistance qu'elle oppose à l'action des alcalis hydratés, car on ne peut la décomposer en acide myristique et en glycérine, qu'en la faisant fondre avec de la potasse solide.

Elle contient, d'après les analyses de Playfair, 75,55 de carbone, 12,18 d'hydrogène, et 12,27 d'oxygène.

De la phocénine (de *phocœna,* marsouin).

Elle existe dans l'huile de marsouin commun. Elle est très-fluide à 17°—0°, légèrement odorante, et sans action sur le tournesol; elle se

dissout très-bien dans l'alcool bouillant. La potasse la transforme en acide phocénique sec et en glycérine; l'acide sulfurique concentré la fait passer à l'état d'acide phocénique.

Préparation. On dissout dans l'alcool chaud l'huile de marsouin, on laisse refroidir; au bout de vingt-quatre heures, on décante l'alcool qui surnage l'huile, et on le distille : il reste dans la cornue une matière huileuse qui, étant traitée par l'alcool faible et froid, fournit la phocénine.

De la butyrine.

La butyrine, ordinairement colorée en jaune, peut cependant être incolore, suivant l'espèce de beurre qui l'a fournie; elle ne paraît se congeler qu'à 0°; son odeur est celle du beurre chaud; sa densité est de 0,908. Elle est sans action sur le tournesol, et insoluble dans l'eau; l'alcool bouillant la dissout en toutes proportions; la potasse la transforme en une masse savonneuse composée d'acides butyrique, margarique et oléique, de glycérine et de potasse, provenant d'une certaine quantité d'oléine et d'une autre matière grasse contenue dans la butyrine. L'acide sulfurique concentré la change en acide butyrique.

Préparation de la butyrine. Après avoir isolé le beurre du *lait de beurre,* on l'abandonne pendant plusieurs jours dans une capsule, et l'on obtient une substance grenue et un *liquide* composé de *butyrine,* d'acide butyrique, d'une autre matière huileuse, et d'un peu de stéarine. On traite ce liquide à plusieurs reprises par de l'alcool d'une densité de 0,796, d'abord à la température de 19°, puis à la température de l'ébullition; aussitôt qu'il est entièrement dissous, on le laisse refroidir; une partie de l'huile et de la stéarine se précipite : la dissolution alcoolique qui la surnage, distillée avec ménagement, fournit de l'alcool dans le récipient, et dans la cornue une huile composée de butyrine et d'une très-petite quantité d'acide butyrique : on fait digérer cette huile avec un lait de carbonate de magnésie, qui transforme l'acide butyrique en butyrate de magnésie; on traite par l'eau, qui dissout ce butyrate; la butyrine restante est séparée de l'excès de carbonate de magnésie au moyen de l'alcool chaud, qui ne dissout que la *butyrine;* il suffit alors, pour l'avoir pure, d'évaporer lentement le liquide.

De l'hircine.

Elle existe dans les graisses de bouc et de mouton; unie à l'oléine, elle constitue la partie liquide du suif. L'alcool la dissout beaucoup

ieux que l'oléine; saponifiée par la potasse, elle fournit de l'acide rcique.

De l'élaïdine (de ἐλαῖς, olive).

Elle est le résultat de l'action de l'acide hypoazotique sur les huiles amandes douces, de lin, de noisettes, et de noix d'acajou en particuer. Elle est blanche comme l'axonge et ressemble à la stéarine. Elle nd à 35° et se dissout en toute proportion dans l'éther sulfurique. alcool à 0,8975 de densité, bouillant, n'en dissout que 1/200 de son oids, et, par le réfroidissement, la dissolution se trouble sans cristalser. Chauffée dans une cornue de verre, l'élaïdine bout, se décomose, et fournit de l'eau, de l'acide sébacique, de l'acroléine, un liquide uileux empyreumatique, et de l'acide élaïdique. Les alcalis caustiques saponifient à chaud, en donnant naissance à un acide particulier acide élaïdique). On l'obtient en versant dans 100 parties d'huile d'oves 3 parties d'acide hypoazotique préalablement mêlé de 9 parties acide azotique à 38 degrés : au bout de soixante-dix minutes, l'huile t solidifiée; on traite la masse solide par l'alcool bouillant, qui laisse poser l'élaïdine par le refroidissement : on la comprime dans du paer non collé, pour absorber une très-petite proportion de matière uileuse. Elle est formée, selon Meyer, de

Carbone	=	78,36
Hydrogène	=	12,05
Oxygène	=	9,59
		100,00

De la cétine (de κῆτος, baleine, *margarate et oléate de cétyline*, *oxyde de cétyle* de Liebig). $H^{32}C^{32}O^{2}$.

On trouve la cétine dans le *sperma ceti* ou blanc de baleine, qui est rmé de cette matière grasse et d'un peu d'huile; elle fait également rtie de la graisse de plusieurs cétacés. Elle est solide, sous forme de mes brillantes, incolores, douces au toucher, insipides, fragiles, peu lorantes, et sans action sur le tournesol. Elle fond à 49° centigrades. istillée, elle fournit de la cétine non altérée, qui s'est volatilisée en une uile liquide incolore, des acides *oléique*, *margarique* et acétique, de eau, une matière odorante, une matière jaune, et une huile empyreuatique jaunâtre; on n'y trouve ni acide sébacique ni l'huile volatile ue donnent les corps gras formés d'oléine et de stéarine. La cétine est

insoluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool bouillant, d'où elle se dépose presque en totalité, par le refroidissement, sous forme de cristaux lamelleux, brillants et nacrés. 100 parties d'alcool bouillant en dissolvent 16 parties, mais elles n'en retiennent que 3 parties après le refroidissement. L'éther et les essences la dissolvent très-bien. Lorsqu'on chauffe pendant plusieurs jours 100 parties de cétine avec 100 parties de potasse et 200 parties d'eau, on obtient une masse savonneuse, composée d'*éthal*, d'acide *éthalique*, et d'un peu de matière organique colorée; on facilite la saponification de la cétine en en faisant fondre 2 parties avec 1 partie de potasse caustique et en traitant la masse par l'eau et par l'acide chlorhydrique; on recommence ce traitement.

Préparation. On obtient la cétine en soumettant à plusieurs reprises d'abord à froid, puis à chaud, le blanc de baleine du commerce à l'action de l'alcool, qui dissout toute la matière huileuse et laisse la cétine pure.

De la myricine. $H^{92}C^{82}O^{4}$.

Elle existe dans la cire. Elle est pulvérulente, cristalline, fusible à 70°, pouvant être en partie sublimée à une température élevée, soluble dans 200 parties d'alcool bouillant et dans 100 parties d'éther, insoluble dans l'eau. Chauffée pendant longtemps avec une dissolution de potasse caustique, elle se saponifie et donne du *palmitate de potasse* et de la *mélissine*, matière qui se rapproche de l'éthal.

On obtient la myricine en traitant à plusieurs reprises la cire avec de l'alcool bouillant; la myricine reste indissoute.

DES GRAISSES.

Les graisses sont, en général, formées de stéarine, de margarine et d'oléine. Elles existent dans tous les tissus des animaux; elles sont très abondantes sous la peau, près des reins, dans l'épiploon, à la base du cœur, à la surface des muscles, des intestins, etc.; elles sont contenues dans une sorte de tissu cellulaire dont elles remplissent toutes les cavités, sous forme de petits globules revêtus d'une enveloppe albumineuse ou fibrineuse, ce dont on peut facilement se convaincre en plaçant sur le porte-objet du microscope une tranche mince du tissu graisseux d'un animal. La graisse est quelquefois incolore, et le plus souvent jaunâtre lorsqu'elle est mélangée à quelque matière étrangère : tantôt elle est inodore, tantôt elle offre une odeur particulière produite par quelque

traces d'un corps volatil. Elle est toujours plus fusible que les principes qui la constituent, pris isolément. Elle est neutre au papier de tournesol; cependant celle qui se trouve entraînée dans la circulation paraît être acide ou formée d'acides gras unis à de la soude. Sa composition varie suivant la nature et la quantité de chaque principe immédiat qui la constitue, et suivant les sources qui la produisent.

Lorsque la graisse est soumise à la distillation, elle se décompose, fournit presque toujours une certaine quantité d'acide margarique, et tous les produits auxquels chaque principe qui entre dans sa composition peut donner naissance. L'acide sulfurique faible, s'il n'est pas employé dans une trop forte proportion, la décompose en partie, isole de la glycérine avec laquelle il se combine, et, en mettant ainsi des acides gras en liberté, lui donne une plus grande dureté; les fabricants de chandelles emploient cet acide pour blanchir et durcir le suif. Si le poids de l'acide sulfurique dépasse de la moitié celui de la graisse, il se combine avec les acides gras et avec la glycérine, et donne des acides sulfoglycérique, sulfostéarique, sulfomargarique et sulfoléique. L'acide hypoazotique aussi rend la graisse plus dure, et le savon qu'elle fournit alors avec les alcalis contient des acides gras dont le point de fusion est bien plus élevé que celui de l'acide élaïdique qui se produit lorsqu'on soumet les huiles à l'action du même acide.

J'ai exposé, à la page 456, l'action des alcalis et autres bases sur les corps gras.

Graisse de mouton (suif). — Elle est incolore, presque inodore dans l'état de fraîcheur; mais elle acquiert une très-légère odeur de chandelle par son exposition à l'air; sa consistance est assez ferme; 100 parties d'alcool bouillant à 0,821 en dissolvent 2,26; les acides et les alcalis la transforment en une substance analogue à la cire et en une huile très-soluble dans l'esprit-de-vin (Braconnot); saponifiée par les bases, 100 parties de cette graisse fournissent 95,1 de matière savonneuse et 4,9 de matière soluble; il se développe, pendant cette opération, un principe odorant analogue à celui que les moutons exhalent dans certaines circonstances. La matière savonneuse est formée d'acides stéarique, oléique et margarique, et d'une petite proportion d'acide hircique. On emploie cette graisse pour faire du savon, de la chandelle, et les bougies stéariques; il paraît que les chandeliers augmentent sa consistance et sa blancheur en y ajoutant un peu d'alun. Suivant quelques praticiens, le suif employé en lavement, à la dose de 30 à 60 grammes, est avantageux pour faire cesser les anciens dévoiements et quelques dysenteries.

Graisse de bouc. — Elle est analogue à la graisse de mouton. On l'emploie aux mêmes usages et pour la préparation de l'acide hircique.

Graisse de porc (*axonge, saindoux*). — Elle est molle, incolore, inodore lorsqu'elle est solide; mais elle répand une odeur désagréable si on la met dans l'eau bouillante; sa saveur est fade : elle fond à environ 27°. Cent parties d'alcool bouillant, d'une densité de 0,816, en dissolvent 2,80. Traitée par les alcalis, 100 parties de cette graisse produisent 94,7 d'acides gras et 5,3 de matière soluble. On l'emploie comme aliment; on en fait usage dans la corroierie, la hongroierie et l'éclairage; elle sert à graisser les roues des voitures, etc.; l'*onguent napolitain* est composé de parties égales de graisse de *porc* et de mercure métallique très-divisé par l'agitation; l'*onguent gris* n'est autre chose que ce même onguent étendu dans 7 parties d'axonge. Les expériences de Vogel prouvent que, dans ces préparations, le mercure est à l'état métallique et non pas à l'état d'oxyde, comme on l'avait cru. La *graisse oxygénée* est le produit que l'on obtient en faisant chauffer cette graisse avec un dixième de son poids d'acide azotique. L'*onguent citrin* résulte du mélange de l'azotate de mercure provenant de l'action de 90 grammes de mercure et de 120 grammes d'acide azotique avec 1 kilogramme de graisse : on commence par faire fondre celle-ci, on y verse l'azotate et on agite ; suivant M. Cédié, la pommade récemment préparée contient de l'azotate de protoxyde de mercure, tandis que l'ancienne ne renferme que du mercure métallique. L'axonge fait encore partie des pommades cosmétiques et de quelques autres préparations pharmaceutiques. Elle renferme 38 parties de matière solide et 62 de graisse liquide.

Graisse de bœuf. — Elle est d'un jaune pâle; son odeur est très-légère; 100 parties d'alcool bouillant, d'une densité de 0,821, en dissolvent 2,52; saponifiée par les bases, elle fournit 95 parties de matière savonneuse et 5 de matière soluble : il se développe, pendant cette opération, un principe odorant, analogue à celui que les bœufs exhalent dans certaines circonstances. L'*huile de pied de bœuf* est employée comme aliment, principalement pour les fritures; la difficulté avec laquelle elle se fige et s'épaissit fait qu'on la recherche pour le graissage des mécaniques.

Graisse de jaguar. — Elle a une couleur jaune orangée et une odeur particulière très-désagréable; 100 parties d'alcool bouillant à 0,821 en dissolvent 2,18; traitée par les bases salifiables, elle se saponifie et acquiert une odeur forte, semblable à celle qui se répand quelquefois dans les ménageries d'animaux féroces.

Graisse d'oie. — Elle est légèrement colorée en jaune; son odeur est agréable; elle paraît être aussi fusible que la graisse de porc.

Graisse humaine. — Elle est formée d'acides margarique et oléique, et d'une très-petite quantité d'acide stéarique, unis à la glycérine; l'oléine de cette graisse est transformée en élaïdine par l'acide hypoazotique, et n'appartient pas à la série des oléines siccatives; sa fluidité peut varier suivant les proportions de matières solides et d'oléine qui entrent dans sa composition; si celle-ci prédomine, elle pourra être fluide à 15° + 0, tandis que le contraire aura lieu si la matière solide en fait la majeure partie. Cent parties d'alcool bouillant, d'une densité de 0,821, en ont dissous 2,40. Lorsqu'on saponifie 100 parties de cette graisse par une base, on obtient 95 parties de matière savonneuse et 5 parties de matière soluble. La graisse des reins et celle du sein d'une femme ont fourni un savon qui, étant décomposé par l'eau, a donné un liquide doué d'une odeur de fromage extrêmement prononcée; il n'en a pas été de même de la graisse des cuisses.

Préparation des graisses. On sépare mécaniquement les substances étrangères à la graisse en les malaxant dans l'eau fraîche, puis on les broie dans un mortier et on les fait fondre au bain-marie; on décante et l'on filtre à travers une toile.

DU BEURRE.

Le beurre n'a été trouvé jusqu'à présent que dans le lait. Le beurre du lait de vache contient, d'après Bromeis, 68 parties de margarine, 30 de *butyréoline,* et 2 de *butyrine,* de caproïne et de caprine, plus un principe colorant jaune et une substance aromatique volatile; il est donc très-riche en margarine et ne renferme pas de stéarine.

Il est mou, d'une couleur jaune ou blanche, d'une saveur agréable et d'une odeur légèrement aromatique; son poids spécifique est moindre que celui de l'eau; il fond avec la plus grande facilité. Si, après avoir été fondu, on le comprime entre plusieurs doubles de papier brouillard, à l'aide d'une forte presse, et à la température de zéro, il fournit une matière blanche, fragile, aussi compacte que le suif le plus dur, composée de tous les principes solides du beurre, et une huile qui tache le papier (Braconnot). Si, après avoir fondu le beurre à 66°, on le laisse refroidir *rapidement,* on obtient une masse homogène, qui peut être conservée pendant longtemps sans altération, pourvu qu'elle n'ait pas le contact de l'air; en effet, elle ne contracte point de saveur âcre, et peut servir à la préparation des aliments aussi bien que le beurre frais. L'*air* altère facilement le beurre, surtout en été.; l'*eau* ne le dissout point.

Il est soluble dans l'alcool bouillant, pourvu qu'on le traite à sept ou

huit reprises par une assez grande quantité de cet agent ; les dernières portions d'alcool que l'on fait agir sur le beurre laissent déposer la margarine à mesure que la liqueur se refroidit, tandis que les autres principes du beurre restent dissous.

Les alcalis décomposent le beurre, et il se produit de la glycérine et une masse savonneuse composée d'acides butyrique, caproïque, caprique, margarique et oléobutyrique, et de la base employée.

Préparation du beurre.—Après avoir obtenu la crème fraîche, en exposant le lait à l'air, on l'agite fortement, soit au moyen d'un vase cylindrique, dont l'axe mobile offre plusieurs ailes, soit au moyen d'un disque de bois attaché à l'extrémité d'un long bâton ; bientôt elle se partage en deux parties : l'une, liquide, laiteuse, porte le nom de *lait de beurre*, et contient du petit-lait, du *caséum* et un peu de beurre ; l'autre est le beurre ; on sépare celui-ci, on le lave à grande eau, et on le malaxe jusqu'à ce qu'il ne blanchisse plus ce liquide ; alors on le livre au commerce ; cependant il est loin d'être pur ; il retient encore du *caséum* et du sérum qui le rendent si facilement altérable en été ; pour le débarrasser de ces matières, on le fait fondre à une chaleur d'environ 60° à 66° : il vient à la surface, tandis que le sérum, liquide plus pesant, se trouve au-dessous avec les flocons de caséum ; on décante. Le beurre se conserve d'autant plus longtemps qu'il a été mieux débarrassé du *lait de beurre* ; en effet, celui-ci éprouve une fermentation acide et met à nu les acides volatils, qui donnent au beurre une odeur rance désagréable ; on prévient cette décomposition en salant le beurre avec du chlorure de sodium.

On a prétendu pendant longtemps que le beurre et la crème ne se trouvaient pas tout formés dans le lait, et qu'ils se produisaient pendant le battage, en absorbant l'oxygène de l'air : cette opinion est tellement dénuée de fondement, qu'il suffit de quelques heures pour séparer la crème du lait, que l'on a mis dans des vaisseaux clos, privés d'air et exposés au soleil ; cette séparation a même lieu lorsqu'on agite du lait dans un flacon qui est à moitié rempli d'acide carbonique, et qui ne contient pas d'air.

Préparation des acides butyrique, caproïque et caprique. — On saponifie 20 grammes de beurre de vache avec 8 grammes de potasse à la chaux ; la masse savonneuse, étant décomposée par l'acide tartrique, fournit une graisse saponifiée et un *liquide aqueux ;* celui-ci contient les acides butyrique, caproïque et caprique, de la glycérine et du tartrate acide de potasse ; on le distille et l'on obtient dans le récipient un liquide qui, étant distillé de nouveau, peut être considéré comme formé d'eau, d'acide butyrique, d'acide caproïque et d'acide caprique ; on sa-

ture cette liqueur avec de l'hydrate de baryte cristallisé, on fait évaporer jusqu'à siccité ; le mélange ainsi obtenu, de butyrate, de caproate et de caprate de baryte, est traité par trois fois environ son poids d'eau à la température ordinaire, qui en dissout une partie ; au bout de vingt-quatre heures, on décante la dissolution, et on verse une nouvelle quantité d'eau sur la portion du mélange non dissoute ; on renouvelle ainsi les traitements par l'eau froide, jusqu'à ce qu'il ne reste plus que le carbonate de baryte, qui s'est formé pendant les lavages, aux dépens de la baryte des sels, et du gaz acide carbonique de l'air et de l'eau : alors on fait évaporer *spontanément* les diverses dissolutions, et l'on obtient des cristaux qui varient considérablement par leur forme et par leur nature ; il suffira de savoir qu'il se dépose, à une époque quelconque de l'évaporation : 1° du butyrate de baryte, en *prismes aplatis,* de $0^m,001$ à $0^m,002$ de largeur, et de $0^m,032$ de longueur ; 2° du caprate de baryte en fines écailles brillantes, très-légères ; 3° du caproate de baryte en lames et en aiguilles ; on décompose séparément ces sels par l'acide sulfurique dans un tube de verre fermé à un bout, et l'on obtient du sulfate de baryte insoluble, et un liquide qui est de l'*acide butyrique, caproïque* ou *caprique.*

DES HUILES.

La fluidité naturelle de ces corps gras indique que la proportion d'acide oléique est plus considérable que celle des autres principes qui peuvent s'y trouver. Si on les expose au froid, souvent ils laissent déposer des composés solides et cristallisables que l'oléine (oléate de glycérine) tenait en dissolution ; si même alors on les exprime fortement, on peut en séparer facilement l'oléine, qui est restée fluide ; c'est par ce moyen que l'on parvient à extraire de toutes les huiles les composés solides qu'elles contiennent, sans leur faire subir d'altération. Toutes ces huiles tachent le papier et ne sont pas volatiles ; on les divise en huiles siccatives, et en huiles grasses proprement dites ou non siccatives ; cette classification est fondée sur l'action qu'exerce l'oxygène sur elles. Certaines huiles ont la propriété caractéristique d'absorber l'oxygène de l'air, quelquefois même si rapidement et avec un si grand dégagement de chaleur, que lorsqu'elles sont en masse et mélangées de substances organiques, elles prennent feu spontanément ; elles produisent ainsi des *huiles siccatives*, qui n'ont plus l'apparence huileuse, et qui, au contraire, sont solides, poisseuses, et disposées en couches minces et transparentes ; c'est pour cela qu'on les emploie exclusivement

en peinture. Il est un grand nombre d'huiles qui dégagent de l'acide carbonique et quelquefois de l'hydrogène en se desséchant, tout en absorbant de l'oxygène; cette absorption est surtout rapide lorsque les huiles sont étendues sur une grande surface, ou qu'elles imprègnent des corps poreux; on augmente aussi leur propriété siccative en les faisant chauffer préalablement avec une très-petite quantité de litharge ou de bioxyde de manganèse; enfin celles qui sont peu siccatives sèchent très-rapidement quand on les mêle avec celles qui le sont beaucoup.

Lorsqu'on soumet les huiles grasses à l'action d'une chaleur graduée, elles perdent d'abord toute l'eau qu'elles peuvent contenir, et n'entrent en ébullition qu'à une température supérieure à la fusion du plomb; alors elles s'altèrent (voy. p. 454). Lorsqu'on fait tomber goutte à goutte de l'huile sur une surface fortement chauffée, elle se transforme presque totalement en gaz de l'éclairage.

Le soufre, le sélénium et le phosphore, se dissolvent assez aisément dans les huiles grasses; toutefois, au bout de quelques temps, ils les altèrent; on emploie en médecine, sous le nom de baume de soufre, une dissolution de soufre dans l'huile de lin étendue d'huile de térébenthine ou d'essence d'anis. Le chlore, le brome et l'iode, s'y dissolvent également en dégageant des acides chlorhydrique, bromhydrique ou iodhydrique. Lorsqu'on soumet les huiles grasses, et en particulier l'huile d'olives, à l'action de l'acide sulfurique concentré, elles deviennent visqueuses et rougeâtres, et il se forme une suite de nouveaux acides gras, découverts et analysés par M. Frémy, et parmi lesquels quelques-uns contiennent les éléments de l'acide sulfurique (voir son mémoire; *Annales de physique et de chimie*, 1838).

L'*acide hypoazotique*, mêlé avec les huiles grasses non siccatives, leur communique une couleur jaune verdâtre, et les solidifie au bout d'un temps plus ou moins long, selon la nature de l'huile et les proportions de l'acide: ainsi de l'huile d'olives se solidifie au bout de soixante-dix minutes, lorsqu'on la mélange avec $1/_{33}$ de cet acide; tandis que l'huile de ricin, avec les mêmes proportions d'acide, n'a été solidifiée qu'au bout de cinq cent soixante minutes. M. Poutet, de Marseille, à qui l'on doit ces remarques, a proposé l'emploi de l'azotate de protoxyde de mercure pour reconnaître la falsification de l'huile d'olives par d'autres huiles, en raison du temps plus ou moins long qu'elle met alors à se solidifier; ainsi que je l'ai déjà dit (voy. p. 461), les huiles, sous cette influence, et même sous celle de l'acide azotique ou d'un mélange de ces deux acides, sont changées en élaïdine.

Les huiles grasses sont transformées, par les oxydes métalliques, en

sels ou en savons, composés des acides gras et de ces oxydes; la glycérine est mise à nu (voy. p. 455, et *Savons*, p. 492).

La composition des huiles varie pour chacune en particulier, mais on ne connaît pas encore bien la différence qui existe entre les huiles grasses non siccatives et celles qui sont siccatives.

Préparation. On obtient les huiles fixes, dont on fait usage comme aliment, en exprimant les fruits ou les graines qui les contiennent, après les avoir divisés; cette opération se fait à froid, si l'huile que l'on veut extraire est fluide, tandis qu'on se sert de plaques de fer plus ou moins chaudes si elle est concrète.

On prépare les huiles que l'on emploie pour l'éclairage en soumettant les graines à l'action de la presse, après les avoir humectées, torréfiées et broyées; le but de la torréfaction est de détruire la matière mucilagineuse avec laquelle elles sont mêlées, et qui s'opposerait à leur séparation.

Huiles tirées du règne animal.

Les principales huiles que l'on trouve dans les animaux sont l'huile de marsouin commun, l'huile de dauphin, et l'huile de poisson du commerce.

Huile de marsouin commun (*delphinus phocœna*). — Cette huile est formée de *phocénine*, d'une substance très-analogue à l'*oléine*, d'un *principe colorant orangé*, d'*acide phocénique*, et d'un *principe* ayant l'odeur de poisson. Elle est jaunâtre, d'une odeur de sardine fraîche, sans action sur le tournesol, d'une densité de 0,937 à 16°, soluble dans l'alcool, et susceptible d'être saponifiée par les alcalis. On l'obtient en faisant chauffer au bain-marie la panne de marsouin mise dans l'eau; l'huile ne tarde pas à se rassembler à la partie supérieure du vaisseau.

Huile du delphinus globiceps. — Elle est formée de phocénine, de cétine, d'oléine, d'un principe odorant ayant l'odeur de poisson, d'un principe orangé. Elle est d'un jaune-citron, d'une odeur tenant de celle du poisson et de celle du cuir apprêté au gras, d'une densité de 0,918 à 20°, sans action sur le tournesol, très-soluble dans l'alcool, et susceptible d'être saponifiée par les alcalis; toutefois il est impossible de la saponifier complétement. On l'obtient comme la précédente.

Huile de poisson du commerce. — Cette huile se rapproche par son odeur de celle du *delphinus globiceps*, mais elle en diffère, 1° en ce qu'elle contient une plus grande quantité de principe odorant; 2° en ce qu'elle ne renferme point de cétine; 3° en ce qu'elle se saponifie plus

facilement; 4° en ce qu'elle produit beaucoup moins d'acide phocénique pendant la saponification.

Huile de foie de morue (*oleum morrhuæ*). — Si elle a été obtenue, ce qui est fort rare, en chauffant au bain-marie les *foies frais* de morue, et en les soumettant ensuite à la prèsse, elle est incolore, inodore et presque insipide, légèrement soluble dans l'alcool, et très-soluble dans l'éther; si on la refroidit, elle laisse quelquefois déposer de la margarine. M. Dejongh dit qu'elle renferme des acides oléique, margarique, butyrique, acétique, fellinique, bilifellinique, cholinique, phosphorique et sulfurique, de la glycérine, de la billifulvine, de l'iode, du brome, du chlore, du phosphore, de la chaux, de la magnésie, de la soude et de la gaduine. M. Huraut en a aussi retiré du sucre.

L'huile de foie de morue du commerce est, au contraire, préparée avec les foies de plusieurs poissons qui ont séjourné dans des tonneaux, où ils ont éprouvé la fermentation putride; on a ensuite pressé ces foies pour en extraire une huile brune ou noirâtre, d'une odeur et d'une saveur de morue fort désagréables; c'est celle-ci que l'on emploie en médecine. On s'est avisé, depuis quelque temps, de la décolorer au moyen du chlorure de chaux, pour la faire avaler plus facilement aux malades; mais il est certain qu'après cette décoloration, l'huile est altérée et n'a plus les propriétés médicales de l'huile brute.

MM. Dorvault et Huraut ont reconnu que l'huile brute de foie de morue, agitée avec du foie de soufre et traitée par l'éther, est en partie dissoute, et qu'il se forme un précipité, ce que ne produisent point les autres huiles.

On emploie aujourd'hui l'huile de foie de morue dans une foule d'affections scrofuleuses et cutanées, dans la phthisie, etc.; on l'administre depuis 8, 12 ou 20 grammes jusqu'à 1 kilogramme par jour, et comme à forte dose elle détermine des éructations désagréables, on fait rincer la bouche avec une eau aromatique, ou bien on fait mâcher une écorce d'orange; on l'associe quelquefois aux sirops de raifort ou de quinine; on la donne en lavement lorsque les malades répugnent à la prendre par la bouche. On ne lira pas sans intérêt les remarques faites, à l'occasion de cette huile, par mon savant ami le Dr Émery, ancien médecin de l'hôpital Saint-Louis :

J'ai employé, dit-il, l'huile de foie de morue sans être épurée, ainsi que l'huile de poisson ordinaire, un grand nombre de fois, sur le *lupus* dans toutes ses formes, 102 fois. En donnant des doses dites médicinales, depuis 16 jusqu'à 32 grammes, je n'obtenais aucun succès, même au bout d'un an; j'ai augmenté graduellement jusqu'à 500, 600,

700, 800 grammes par jour, conduit par l'instinct des malades, l'innocuité du médicament, et les résultats satisfaisants que j'en obtenais. Des malades en ont pris jusqu'à 1 kilogramme par jour; actuellement je commence toujours par 124 grammes, et j'augmente d'une cuillerée tous les deux jours, jusqu'à 7 à 800 grammes, à moins que le médicament ne soit pas supporté. Sur trois rachitiques, deux garçons de neuf à dix ans, et une jeune fille de huit ans, je n'ai vu la maladie s'amender que lorsque j'ai atteint la dose de 140 grammes.

J'ai employé ce médicament sur trente scrofuleux, qui avaient ou des tumeurs énormes sur les parties latérales du cou, ou des caries des os du tarse, du métatarse, du visage, des extrémités du fémur, du tibia, etc; quatorze ont guéri après huit, dix mois et un an de traitement, par l'huile de foie de morue, à la dose de 150 grammes jusqu'à 500 par jour; cela a été d'autant plus remarquable, que sur dix d'entre eux j'avais essayé vainement, pendant dix, douze et quatorze mois, les doses de 1 à 2 onces.

Deux de ces malades, portant des tumeurs énormes au cou, avaient subi divers traitements sans succès.

Je regarde l'huile de foie de morue comme un médicament précieux dans la scrofule, lorsqu'on emploie des doses élevées; mais comme inutile, tant qu'on s'en tient à de faibles doses. Comme je n'ai pas recueilli toutes les observations, je ne puis pas préciser exactement à combien de malades je l'ai administré; mais le nombre dépasse certainement plus de deux cents.

Daus deux cas de phthisie tuberculeuse, j'ai été assez heureux pour voir la maladie diminuer d'intensité, et entre autres chez une jeune fille, qui a été complétement guérie, quoiqu'elle eût une caverne au sommet du poumon droit; il y a aujourd'hui quatre ans que tous les accidents ont disparu.

Mais il n'en est pas toujours ainsi, et, sur vingt-huit cas, ce sont les seuls où j'aie vu la maladie se modifier avantageusement.

Huiles grasses tirées du règne végétal.

Huile d'olives. — On peut faire avec l'olive, fruit de l'*olea europæa*, plusieurs variétés d'huile: la plus pure, que l'on appelle *huile vierge*, est à peine colorée en jaune, sa saveur et son odeur sont agréables et peu sensibles; l'huile commune est jaune, et rancit facilement; enfin l'huile de mauvaise qualité est trouble, d'un jaune verdâtre, et douée

d'une odeur et d'une saveur plus fortes et moins agréables. En général, ces différentes variétés sont solides à la température de 10° + 0°. On peut considérer l'huile d'olives comme un mélange de margarine et d'oléine ; sa densité à 12° est de 0,9192 ; elle rancit facilement, ce qui tient à l'altération d'une matière qu'elle tient en dissolution, et qui lui donne sa saveur agréable.

L'acide sulfurique concentré fournit, avec le double de son poids d'huile d'olives, un composé de margarine et d'acide sulfurique, et d'oléine et d'acide sulfurique, qui ne tarde pas à se dédoubler en acides sulfoglycérique, sulfomargarique et sulfoléique. Si l'on ajoute de l'eau, l'acide sulfoglycérique est dissous ; tandis que les acides *sulfogras,* c'est-à-dire les acides sulfomargarique et sulfoléique, viennent à la surface sous forme d'une masse sirupeuse ; si l'on décante, et que l'on dissolve dans l'eau distillée ces deux acides sulfogras, on verra que la dissolution, abandonnée à elle-même, donnera naissance à quatre autres acides gras, savoir : l'acide *métamargarique* cristallisable et isomère de l'acide margarique, l'acide *hydromargaritique,* en prismes rhomboïdaux, l'acide *métaoléique,* isomère de l'acide oléique liquide et à peine soluble dans l'alcool, et l'acide *hydroléique* liquide, que l'on peut représenter par de l'acide oléique hydraté. On reconnaît que l'huile d'olives a été falsifiée par celle des graines, en employant le procédé indiqué par M. Félix Boudet, et qui consiste à déterminer le nombre de minutes nécessaire pour solidifier l'huile d'olives par le moyen d'un mélange d'une partie d'acide hypoazotique et de 3 parties d'acide azotique à 38° ; on part de cette donnée que, de toutes les huiles, c'est celle d'olives qui est plus promptement solidifiée par ce mélange ; ainsi, dans une des expériences de M. Boudet, la solidification de 5 grammes 50 centigrammes d'huile d'olives à 10° par 20 centigrammes du mélange acide, a été retardée de quarante minutes par l'addition à cette huile d'un centième d'huile de pavots, de quatre-vingt-dix minutes par un vingtième, et d'un temps beaucoup plus court pour un dixième ; l'huile de pavots pure reste toujours liquide. Ces sortes d'expériences doivent être faites comparativement, et en même temps, avec de l'huile d'olives pure et avec de l'huile d'olives que l'on croit sophistiquée.

Avant les travaux de M. Boudet, on avait recours, pour reconnaître les falsifications dont je parle, à l'azotate de mercure, proposé par M. Poutet, de Marseille ; mais les travaux importants de M. Boudet ont établi : 1° que ce sel n'agissait qu'en raison de l'acide azoteux faisant partie de l'*azotite* de mercure qu'il renferme ; 2° que par ce moyen il

était difficile de reconnaître la falsification, si l'huile d'olives ne contenait pas au moins $^1/_{10}$ d'huile étrangère (Félix Boudet, *Journ de pharm.*, septembre 1832).

Elaïomètre de M. Gobley. L'huile d'olives pèse 0,9192 à 12°,5 c., et l'huile de pavots 0,9288. Si donc on plonge un aéromètre à tige très-déliée, successivement dans ces deux liquides, il en résultera une différence considérable dans l'enfoncement de la tige, et cette différence, partagée en centièmes ou en cinquantièmes, indiquera des quantités correspondantes dans le mélange des deux huiles. Soit, par exemple, de l'huile de pavot pesant 0,9288 à la température de 12°,5 c., et marquant zéro au bas de l'échelle de l'élaïomètre, et de l'huile d'olives pesant 0,9192 à la même température, et marquant 50 degrés en haut de l'échelle; il est évident que ces deux degrés indiqueront toujours des huiles pures, et que 25 degrés, par exemple, indiqueront $^{25}/_{50}$ou 0,50 d'huile d'olives, 40 degrés $^{40}/_{50}$ ou 0,50 d'huile pure, etc. Tel est l'élaïomètre.

M. Gobley ayant gradué son instrument à la température de 12°,5 c., qui est sensiblement celle des caves où l'on conserve les huiles, il a calculé que la dilatation des deux huiles ou de leur mélange était de 3^d,6 pour 1 degré centigrade; en sorte que, au-dessus de 12°, 5 c., il faut retrancher de l'indication de l'élaïomètre autant de fois 3°,6, qu'il y a de degrés de température supérieure. Soit, par exemple, une huile qui, à la température de 15° c., marque 35 divisions à l'élaïomètre; cette huile, ramenée à 12°, 5 c., marquerait en moins $3,6 \times 2,5 = 9$ divisions, c'est-à-dire qu'elle ne doit compter que pour 26 divisions indiquant $^{26}/_{50}$, ou 52 centièmes d'huile d'olives pure. (Guibourt, *Histoire naturelle des drogues simples*, tom. II, pag. 539, 4e édit.)

On emploie l'huile d'olives pour faire le savon, pour adoucir les frottements des pièces qui composent les machines compliquées, etc.; on s'en sert comme aliment. Administrée à la dose d'un demi-verre par prise, cinq ou six fois par jour, elle fait vomir et purge, en sorte qu'on l'a employée souvent avec succès dans l'empoisonnement par les substances âcres et corrosives; mais comme il arrive qu'elle augmente l'énergie de quelques-uns de ces poisons, et que d'ailleurs on peut déterminer des évacuations par une multitude d'autres médicaments, qui ne sont accompagnés d'aucun danger, on doit l'abandonner dans ces cas particuliers. On l'avait recommandée dans les blessures des animaux venimeux, dans l'hydropisie ascite; mais depuis longtemps on en a senti l'insuffisance. On peut l'employer en frictions pour calmer certaines douleurs internes, qui souvent sont inflammatoires, et pour diminuer

l'irritation locale des surfaces suppurantes. Appliquée en frictions, à l'aide d'une éponge, elle favorise la sécrétion urinaire et détermine une sueur très-abondante : cette dernière propriété la rend utile dans l'imminence de la peste et dans le début de la fièvre jaune; il faut, dans tous ces cas, éviter de la laisser longtemps sur la peau, car elle se rancit et peut développer un érysipèle, ou rendre les surfaces suppurantes pâles, flasques et fongueuses. Mêlée avec de la cire et de l'eau, l'huile d'olives forme le cérat de Galien, que l'on emploie souvent comme calmant et rafraichissant; elle entre dans la composition du cérat de Saturne, du cérat de diapalme, de l'onguent de la mère, de l'onguent populéum, etc.

Préparation de l'huile vierge. On exprime à froid les olives mûres et non fermentées. — *Huile commune.* On délaie dans l'eau bouillante la pulpe des olives dont on a déjà séparé l'huile vierge par l'expression : l'huile vient à la surface de l'eau. — *Huile fermentée.* On entasse les olives pour les faire fermenter, et on les soumet à l'action de la presse.

Huile d'amandes douces (*amygdalus communis*). — Cette huile est liquide, d'un blanc verdâtre, et a l'odeur et la saveur des amandes; mais elle rancit plus promptement que la précédente : on doit, avant de s'en servir, la laisser reposer pour la clarifier, ou mieux encore la filtrer à travers un papier. On l'a administrée dans les inflammations de poitrine, de bas-ventre, etc.; elle fait partie des émulsions, de quelques potions huileuses, etc. Le *liniment volatil,* employé avec tant de succès comme résolutif dans les engorgements laiteux des glandes et du tissu cellulaire, les rhumatismes lents, les douleurs sciatiques opiniâtres, est formé de 130 à 150 grammes de cette huile ou de la précédente, de 8 grammes d'ammoniaque liquide, et de 4 à 8 grammes de baume tranquille.

Préparation. Après avoir frotté les unes contre les autres les amandes dans un linge rude, pour les débarrasser de la poussière qui est à leur surface, on les pile et on en fait une pâte que l'on introduit dans des sacs de coutil; on presse ceux-ci à la température de 15° à 18°; on clarifie l'huile par le repos.

Huile de faine (*fagus sylvatica*). — Cette variété ressemble assez à l'huile d'olives, et peut être employée dans les mêmes circonstances.

Huile de colza (*brassica napus*). — Elle est jaune, assez visqueuse, et douée d'une odeur semblable à celle des plantes de la famille des crucifères. On s'en sert pour éclairer, et pour préparer les savons verts; on l'emploie aussi, en petite quantité, pour faire le savon ordinaire.

Préparation. Après avoir broyé les graines du *brassica napus*, on les

chauffe avec un peu d'eau, et on les soumet à l'action de la presse; l'huile obtenue par ce moyen doit être débarrassée d'une certaine quantité de mucilage qu'elle renferme; on y parvient facilement en l'agitant avec $^{33}/_{100}$ de son poids d'acide sulfurique, et le double de son volume d'eau; au bout de huit ou dix jours, surtout si la température a été de 25° à 30°, l'huile pure se rassemble à la surface, tandis que l'acide sulfurique, uni au mucilage, se trouve au fond sous forme de flocons verdâtres; l'excès d'acide se combine avec l'eau; on décante l'huile et on la filtre en la versant dans des cuviers dont les fonds sont percés de plusieurs trous, dans lesquels on met des mèches de coton longues d'environ un décimètre (M. Thénard).

Huile de ricin (*ricinus communis*). — Cette huile est d'un jaune verdâtre, transparente et sans odeur; sa saveur fade produit une légère sensation d'âcreté quand elle a ranci; sa densité est de 0,969 à 12°; elle se congèle à —18°. Suivant M. Saalmuller, indépendamment des principes neutres qu'elle contient, l'huile de ricin renferme de l'acide *oléoricinique* solide (voy. p. 395), et un acide huileux jaunâtre, inodore, d'une saveur âcre, d'une densité de 0,94, pouvant être solidifié à —10°. Exposée à l'air, elle se dessèche sans devenir opaque; elle se dissout très-bien dans l'alcool. Distillée, elle fournit, à 270°, des gaz inflammables, de l'eau, des acides acétique, ricinique, élaïodique, *œnanthylique*, une petite quantité d'acroléine, et une forte proportion d'*œnanthol*, ainsi qu'une matière solide représentant les deux tiers du poids de l'huile saponifiable, et ayant quelque analogie avec les résines.

L'acide hypoazotique donne à froid, avec l'huile de ricin, de la *palmine*, substance saponifiable composée d'acide palmique et de glycérine (voy. *Palmine*). L'acide *azotique* fournit, en réagissant sur l'huile de ricin, de l'acide subérique, de l'acide oxalique, et surtout de l'acide *œnanthylique*.

Traitée par les alcalis, l'huile de ricin donne de la glycérine, et des acides stéaroricinique (margaritique), ricinique, et oléoricinique (élaïodique).

On emploie l'huile de ricin avec succès pour purger les personnes délicates, et comme anthelminthique : la dose est, pour les enfants, de 15 à 30 grammes, à prendre par cuillerées, tandis que l'on administre 30, 60 ou 80 grammes aux adultes : il est préférable de la faire prendre sans addition d'aucun acide, et dans du bouillon de bœuf chaud. Si l'huile de ricin n'a pas été bien préparée, ou qu'elle soit sophistiquée, surtout par l'huile de croton, elle détermine les symptômes de l'empoisonnement par les substances âcres, et doit être rejetée.

Avant d'extraire cette huile des ricins cultivés dans le midi de la France, elle était fournie par l'Amérique, et toujours mêlée d'huile de pignon d'Inde (*curcas purgans*), fort âcre.

Préparation. On délaie 500 grammes de graines de ricin, privées de leur épiderme, dans 132 grammes d'alcool froid, qui dissout l'huile; on met ce mélange à la presse, dans des sacs de coutil; on distille le liquide alcoolique jusqu'à ce que l'on ait retiré la moitié de l'esprit-de-vin, on lave le résidu à plusieurs eaux; l'huile vient à la surface: on la sépare, et on la soumet à une douce chaleur pour en évaporer toute l'humidité; on la retire du feu, et on la jette sur des filtres qui sont placés dans une étuve chauffée à 30°; elle filtre facilement. Ce procédé doit être préféré, suivant M. Faguer, à ceux qui consistent à faire bouillir la graine dans l'eau, ou à l'exprimer sans addition d'alcool.

Œnanthol, $H^{14}C^{14}O^2,HO$. — Il est le résultat de la décomposition par le feu de l'huile de ricin. Il est incolore, très-fluide, d'une odeur aromatique, d'une saveur d'abord sucrée, puis âcre, bouillant vers 160°, en éprouvant toutefois une décomposition partielle, presque insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. L'oxygène et les divers agents d'oxydation le transforment en acide *œnanthylique*. Le chlore le change en un corps analogue au *chloral*, et en acide chlorhydrique. L'acide azotique le transforme en *methœnanthol*, isomériqne de l'œnanthol, en *nitracol*, matière huileuse, et en acides caproïque et oxalique. La potasse concentrée fournit à 120°, au bout de vingt-quatre heures, un hydrure d'œnanthyle, $H^{14}C^{14}O$, et de l'acide œnanthylique.

Acide œnanthylique, $H^{13}C^{14}O^3,HO$. — Il est le résultat de l'action du feu ou de l'acide azotique sur l'huile de ricin. Il est liquide, d'une odeur aromatique, d'une saveur sucrée piquante, à peine soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et l'acide azotique. Il distille vers 148°, mais il est en partie décomposé. Il brûle avec une flamme claire et fuligineuse, lorsqu'on l'approche d'un corps en combustion. Il ne diffère de l'acide œnanthique que par un équivalent d'oxygène en plus. Il peut former des sels et un éther.

Huile de lin (*linum usitatissimun*). — Cette huile a une couleur blanche verdâtre, et une odeur *sui generis;* sa densité est de 0,939 à +12°; elle ne se solidifie qu'à —15° ou —20°; elle est soluble dans 40 parties d'alcool froid, 5 d'alcool bouillant, et 1,6 d'éther. Elle est saponifiable quand elle est fraîche, et donne avec la soude un savon mou, composé de margarate et de *linéolate* de soude (voy. *Acide linéolique*, p. 394). Avec l'acide azotique, elle fournit de l'acide pimélique, de l'acide subérique, de l'acide succinique, et tous les produits de l'oxydation de

l'acide margarique. Elle a la propriété de dissoudre, à la température de l'ébullition, une certaine quantité de litharge, qui la rend plus siccative, et propre à être employée dans la peinture commune et à la préparation des vernis gras; il faut, pour cela, la faire bouillir avec sept ou huit fois son poids de litharge, jusqu'à ce qu'elle devienne rougeâtre, l'écumer avec soin, et la laisser reposer hors du feu pour l'obtenir claire. On prépare l'encre des imprimeurs, en broyant 1 partie de noir de fumée avec 6 parties d'huile de lin, dont on a augmenté la consistance en la faisant bouillir dans un pot de terre, en l'enflammant, en la laissant brûler pendant une demi-heure, et en la faisant bouillir pendant quelque temps après l'avoir éteinte.

Préparation. Après avoir torréfié les semences, on chauffe avec un peu d'eau, et on les exprime.

Huile d'œillet ou de pavot (*papaver somniferum*).— Cette huile, moins visqueuse que beaucoup d'autres, est d'un blanc jaunâtre, inodore, liquide même à zéro, et douée d'une légère saveur d'amande. On s'en sert comme aliment, et pour éclairer. Traitée par la litharge, elle devient plus siccative, et peut être employée pour délayer les couleurs et les appliquer sur la toile. On prépare, avec 1 kilogramme d'huile de pavot, 96 grammes de foie de soufre, 500 grammes de savon blanc ordinaire, et 4 grammes d'huile volatile de thym, le liniment antipsorique de M. Jadelot.

Huile de palme. — On l'extrait en exprimant les amandes du fruit d'une espèce de palmier qui croît en Guinée, au Sénégal, etc. Elle est jaune rougeâtre, d'une odeur agréable; elle fond entre 27° et 30°. À 100°, elle est décolorée par l'action combinée de l'air et de l'eau. Elle est formée de *palmitine,* d'oléine, de margarine, d'une matière colorante jaune, et d'un ferment qui transforme peu à peu la palmitine en acide palmitique et en glycérine. On emploie l'huile de palme, conjointement avec le suif et le carbonate de soude, à la fabrication d'un savon, dont on se sert pour graisser les roues des grandes machines et des wagons des chemins de fer, et pour la préparation des bougies stéariques; pour cela, on la traite d'abord par l'acide sulfurique, puis on chauffe le produit à 350° ou à 400°, sous l'influence de la vapeur d'eau (voy. *Bougies stéariques*).

Huile de noix (*juglans regia*). —Elle a une couleur blanche verdâtre et une saveur particulière. On l'a regardée pendant longtemps comme anthelminthique; on a même proposé de l'associer à son poids de vin de Malvoisie pour guérir le tænia, mais ce traitement est loin de réussir

assez souvent pour le préférer à d'autres ; on s'en sert dans l'éclairage, dans la peinture, et comme aliment.

Huile de chènevis (*cannabis sativa*). — Elle est liquide même à plusieurs degrés au-dessous de zéro ; sa couleur est jaunâtre ; on l'emploie pour faire les savons mous, dans la peinture et dans l'éclairage.

Huile ou *beurre de cacao* (*theobroma cacao*). — Elle est solide, d'une couleur blanche jaunâtre, d'une saveur douce, d'une odeur agréable, d'une densité de 0,91, et fusible à 29°. Elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et l'essence de térébenthine, surtout à chaud. Elle paraît constituer un composé défini d'oléine et de stéarine, quand elle a été privée de la partie liquide ou de l'oléine qui s'y trouve en excès (Boudet et Pelouze). Elle est très-adoucissante ; on en fait des suppositoires, des pommades, des bols, etc. ; on la prend aussi quelquefois en potion.

Préparation. On sépare les écorces et les germes du cacao ; on le broie et on le met dans l'eau bouillante ; le beurre fond et se rassemble à la surface, on le coule dans des moules. On peut encore l'obtenir en formant une pâte liquide avec le cacao broyé à l'aide d'une pierre chaude, en renfermant cette pâte dans un sac de toile, et en la pressant entre deux plaques de fer préalablement chauffées dans l'eau bouillante.

Huile de noix muscade (*myristica moschata*). — Elle est concrète comme du suif, d'une couleur jaune tirant sur le rouge, et d'une odeur fort agréable, qu'elle doit à une huile volatile. Elle contient de la *myristine*, une matière liquide jaune peu connue, et une huile volatile.

Beurre de coco. — On le retire de la noix de coco. Il est blanc ou légèrement jaunâtre, d'une odeur d'abord faible, qui bientôt après ressemble à celle du fromage fort ; il rancit facilement. Il fond entre 15° et 20° ; il est formé de glycérine et d'acides caproïque, caprylique, caprique, laurostéarique, myristique et palmitique.

Préparation. On pile les noix dans un mortier de fer ; à l'aide d'un peu d'eau bouillante, on les réduit en pâte, que l'on presse entre deux plaques chaudes, comme la précédente.

Huile de ben. — Elle est extraite des noix du *moringa oleifera*, et contient de l'acide stéarique, de l'acide margarique, et les acides *beniques* et *moringique*, dont j'ai parlé à la page 401. Elle est incolore ou faiblement colorée en jaune, et sans odeur. Elle ne rancit qu'au bout d'un temps assez long ; son poids spécifique est de 0,912. On l'emploie aux mêmes usages que l'huile d'olives.

On prépare encore plusieurs autres huiles grasses, dont je me con-

tenterai d'indiquer ici les noms, parce qu'elles sont rarement employées : telles sont les huiles d'anacarde, d'arachide ou pistache de terre, de cameline, de laurier, de moutarde, de sésame, etc.; cette dernière est abondamment répandue dans le commerce, aujourd'hui on en fait du savon.

Des huiles essentielles composées de plusieurs principes immédiats.

En parlant des essences (voy. p. 219 et suiv.), j'ai fait l'histoire de celles de ces essences qui sont des principes immédiats; je ne dois traiter ici que de celles des huiles essentielles dans lesquelles on trouve au moins deux sortes de matières. Peut-être verra-t-on, en approfondissant davantage l'étude de *quelques-uns des corps* dont je vais m'occuper, que, d'après leur constitution encore bien peu connue, ils devraient plutôt être rangés parmi les essences simples; c'est ce que l'expérience démontrera sans doute plus tard.

De l'essence de girofle.

L'essence de girofle existe dans les clous de girofle et le piment de la Jamaïque. Elle contient au moins quatre principes immédiats, savoir : un carbure d'hydrogène isomère avec l'essence de térébenthine, de l'acide *eugénique*, de l'*eugénine*, et de la cariophylline. Abandonnée à elle-même, elle laisse déposer ces deux dernières substances. On l'obtient en distillant de l'eau sur des clous de girofle.

De l'essence de cumin.

Elle existe dans la graine de cumin, et elle est formée de deux principes immédiats, le *cymène* et le *cuminol* ou *hydrure de cuminyle*. Distillée, elle fournit d'abord le cymène, vers 200°; puis, en dernier lieu, le cuminol. On l'obtient en distillant la graine de cumin avec de l'eau.

De l'essence de gaultheria procumbens.

Elle contient du *gaulthérilène* et de l'éther méthylsalicique.

De l'essence de badiane.

L'*essence de badiane* ou d'anis étoilé est extraite des fruits de l'*illicium anisatum*. Elle contient un principe concret, qui paraît identique avec celui de l'essence d'anis.

De l'essence d'aneth.

L'*essence d'aneth* provient du fruit de l'*anethum graveolens*. Elle est d'un jaune pâle, rappelant à un haut degré l'odeur de la plante; sa densité est de 0,881.

De l'essence de fenouil.

L'*essence de fenouil* est extraite de la graine de l'*anethum fœniculum*. Elle est incolore ou jaunâtre, d'une saveur douce; au-dessous de 10°, elle laisse déposer une substance cristalline, regardée comme identique avec celle de l'essence d'anis (Blanchet et Sell). Cette essence perd aussi à la longue la propriété de se concréter par le froid.

De l'essence de persil.

L'*essence de persil* est jaune pâle, et présente à un haut degré l'odeur de la plante. Elle est également formée d'un principe fluide et d'une substance cristalline plus pesante que l'eau. Cette essence paraît se transformer en entier, à la longue et avec le contact de l'air, en cette matière cristalline.

De l'essence de carvi.

L'*essence de carvi*, provenant du *carum carvi*, est jaunâtre, très-fluide, brunissant rapidement à l'air, d'une odeur pénétrante et aromatique; elle rougit le tournesol. Lorsqu'on la distille, on peut en retirer *deux huiles*, le *carvène* et le *carvacrol*. L'huile brute bout à 205°.

M. Schweizer, en distillant cette essence avec de l'acide phosphorique ou avec de l'hydrate de potasse, a obtenu du *carvène*, H^8C^{10} (voy. *Carbures d'hydrogène*).

Carvacrol, $H^{14}C^{20}O^2$.—Huile incolore, d'une odeur désagréable, d'une saveur piquante, plus dense que l'eau, bouillant à 232°, brûlant avec

une flamme claire et fuligineuse, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther, et se transformant en *carvène* par l'acide phosphorique anhydre.

De l'essence de coriandre.

L'*essence de coriandre* (*coriandrum sativum*) est incolore, fluide, d'une odeur et d'une saveur aromatiques, et d'une densité de 0,759. L'acide azotique la change en une masse verte résinoïde ; avec l'iode, elle fait explosion.

De l'essence de pimpinelle.

L'*essence de pimpinelle* (*pimpinella saxifraga*) est de couleur jaune dorée, plus pesante que l'eau, très-fluide ; elle donne une résine brune par l'acide azotique.

L'*essence de pimpinella magna* est visqueuse, de couleur bleue tirant sur le vert, et fournit aussi par l'acide azotique une résine brune (Bley).

Des essences de menthe.

Essence de menthe poivrée (d'Amérique), extraite des sommités fleuries du *mentha piperita*. Elle est ou liquide ou concrète ; celle qui provient d'Amérique est presque toujours solide. L'essence liquide est légèrement colorée en jaune verdâtre, très-fluide, d'une odeur aromatique fort agréable, et d'une saveur d'abord brûlante, puis rafraîchissante ; sa densité est de 0,902 ; lorsqu'on la refroidit après l'avoir distillée, elle donne fort peu de substance cristalline.

L'essence *concrète*, $H^{20}C^{20}O^{2}$, est cristallisée en prismes quadrilatères allongés. M. Walter a vu que ces cristaux fondent à 34°, et que le point d'ébullition était à 213°. En traitant cette essence à plusieurs reprises par l'acide phosphorique anhydre, ce chimiste a obtenu un carbure d'hydrogène, le *menthène*, liquide, incolore, d'une odeur fraîche, agréable, d'une densité de 0,85, bouillant à 163°, et dont la composition est représentée par $H^{18}C^{20}$, ce qui porterait à considérer l'essence elle-même comme un hydrate de menthène ; sa composition pourrait alors être exprimée par $H^{18}C^{20}, 2HO$. L'essence de menthe, traitée à l'ombre par le chlore, a donné à M. Walter le *chloromenthène*, formé

de $H^{17}C^{20}Cl$. A la lumière solaire, l'action du chlore est plus énergique, car il en résulte un corps formé de $H^{25}C^{20}Cl^{11}O^{2}$ (1).

Si l'on traite également le menthène par le chlore, on obtient un corps qui a donné à l'analyse $C^{20}H^{13}Cl^{5}$ (Walter).

L'*essence de menthe crépue* ressemble à la précédente; sa densité est de 0,969, quand elle est refroidie; elle ne donne que quelques cristaux.

L'*essence de pouillot*, extraite du *mentha pulegium*, bout entre 182° et 188°; sa densité est de 0,927; sa composition est représentée par $H^{8}C^{10}O$; elle est donc isomère du camphre des laurinées. On trouve encore dans le commerce l'essence de menthe verte, dont la composition est $H^{28}C^{35}O$.

De l'essence de lavande.

L'*essence de lavande* (*lavendula spica*) est jaunâtre, très-fluide, d'une odeur fortement aromatique; elle rougit le tournesol, et renferme beaucoup de camphre du Japon. Elle est soluble en toutes proportions dans l'alcool à 0,83; sa densité, quand elle est distillée avec de l'eau, est de 0,87, et elle bout entre 185° et 187°.

L'*essence d'aspic* est extraite du *spica latifolia*. Elle ressemble beaucoup à la précédente.

De l'essence de mélisse.

L'*essence de mélisse* provient du *melissa officinalis*. Elle est d'un jaune pâle; sa densité est de 0,975. Elle contient aussi une matière cristalline qui ne se dépose que par un froid intense.

De l'essence de marjolaine.

L'*essence de marjolaine*, retirée de l'*origanum majorana*, est d'un jaune plus ou moins foncé; elle dépose des cristaux dans les flacons où on la conserve pendant quelque temps.

L'*essence d'origan ordinaire*, retirée de l'*origanum vulgare*, est or-

---

(1) Dans cette formule, pour éviter les fractions, les équivalents du chlore et de l'hydrogène ont été doublés; cette composition correspond alors à la formule atomique.

dinairement pure dans le commerce ; sa densité est comprise entre 0,90 et 0,89 ; elle bout à 161°. Sa composition, d'après Kane, est $H^{40}C^{38}O$.

De l'essence de romarin.

L'*essence de romarin* provient du *rosmarinus officinalis*. Elle est liquide, très-fluide, d'une odeur pénétrante; sa densité est de 0,911; toutefois elle varie suivant la saison où l'on a cueilli la plante pour la distiller ; elle bout à 166°. Par l'évaporation spontanée ou avec le contact de la potasse, elle donne une espèce de camphre ; mais elle n'en fournit pas avec l'acide chlorhydrique.

De l'essence de basilic.

L'*essence de basilic,* fournie par l'*ocymum basilicum,* dépose à la longue des cristaux prismatiques, très-solubles dans l'eau bouillante, et cristallisant, par le refroidissement, en tétraèdres.

De l'essence de thym.

L'*essence de thym* est jaunâtre ou d'un vert pâle et très-fluide ; celle du commerce est brune et souvent acide ; sa densité est de 0,905. L'essence la plus pure donne quelquefois des cristaux.

L'*essence de serpolet,* provenant du *thymus serpyllum,* est jaune ou brune.

De l'essence de marum.

L'*essence de marum,* extraite par Bley du *teucrium marum,* est solide, feuilletée, friable, limpide, et douée d'une saveur et d'une odeur aromatiques, soluble dans l'eau chaude, et plus pesante que ce liquide.

De l'essence d'hysope.

L'*essence d'hysope* est retirée de l'*hyssopus officinalis ;* elle est jaune ; mais en vieillissant elle devient rouge.

De l'essence de sauge.

L'*essence de sauge,* extraite du *salvia officinalis,* est jaune, et brunit avec le temps. Elle dépose des cristaux à la longue.

De l'essence de camomille.

Essence de camomille bleue, retirée du *matricaria camomilla* (camomille des prés). Elle est d'un bleu foncé, peu fluide, et même parfois visqueuse. Elle brunit et s'épaissit par l'action de l'air et de la lumière. Par un froid considérable, elle laisse déposer un stéaroptène incolore. Elle est soluble dans l'alcool et l'éther. Traitée par l'acide azotique, elle brunit, et donne une résine qui sent le musc. Sa densité est de 0,924. Souvent falsifiée avec de l'essence de térébenthine, elle fait alors explosion avec l'iode : la même réaction a lieu lorsqu'elle renferme de l'essence de citron.

L'*essence de camomille romaine* (*anthemis nobilis*) est analogue à la précédente.

De l'essence d'absinthe.

L'*essence d'absinthe,* $H^{16}C^{20}O^{2}$, provenant de l'*artemisia absinthium,* est verte, quelquefois jaune, mais elle brunit peu à peu; son odeur est celle de la plante; elle s'échauffe avec l'iode. Sa densité est de 0,897. Elle bout à 204°. Elle est isomère avec le camphre du Japon.

De l'essence d'estragon.

L'*essence d'estragon,* extraite de l'*artemisia dracunculus,* a pour formule $H^{20}C^{32}O^{3}$, d'après M. Laurent, qui a obtenu des composés très-variés en la soumettant à l'action des acides sulfurique et azotique, du chlore et du brome. Quand elle est oxygénée, elle a la même composition que l'essence d'anis concrète (voyez, pour les détails, les *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences,* 1841, t. Ier, nos 18 et 23, t. II, no 13).

L'*essence d'armoise* s'obtient avec les sommités de l'armoise (*artemisia vulgaris*). Elle est jaune verdâtre, d'une consistance de beurre, et bout à 100°.

De l'essence de bergamote.

L'*essence de bergamote* se prépare en soumettant à la presse le zeste des bergamotes (*citrus limetta bergaminus*). Elle est jaune clair, très-fluide, et d'une odeur fort agréable, qui participe de celle des oranges

et des citrons. Sa densité est de 0,873 ou de 0,885; à la longue, elle dépose une matière cristalline, à laquelle Ohme a donné le nom de *bergaptène,* et qui fond à 206°. D'après MM. Soubeiran et Capitaine, cette huile serait formée de plusieurs essences des camphènes. L'acide chlorhydrique ne donne avec elle qu'une combinaison liquide.

De l'essence de safran.

L'*essence de safran* est jaune et d'une odeur de safran; elle se transforme à la longue en une masse blanche cristalline.

De l'essence de rue.

Elle renferme une grande quantité d'une huile oxygénée, $H^{20}C^{20}O^2$, d'une densité de 5,84, bouillant à 228°, que l'acide azotique transforme, suivant sa concentration et la durée de son action, en quatre acides *homologues de l'acide acétique,* savoir :

$H^{20}C^{20}O^4$, acide rutique;
$H^{18}C^{18}O^4$, acide pélargonique;
$H^{16}C^{16}O^4$, acide caprylique;
$H^{14}C^{14}O^4$, acide œnanthylique.

Avec le chlorure de zinc fondu, l'essence de rue donne un carbure d'hydrogène.

Acide pélargonique.—Lorsqu'on chauffe graduellement, jusqu'au rouge sombre, de la chaux potassée préalablement réduite en poudre fine et arrosée avec le quart de son poids d'acide pélargonique, il reste dans la cornue les deux alcalis en partie à l'état caustique, en partie carbonatés, et l'on obtient un liquide et des gaz possédant un grand pouvoir éclairant. Le liquide est formé de $H^{16}C^{16}$ = 4 volumes de vapeur. Les gaz dirigés dans du brome sont en partie absorbés par ce corps; ceux qui ne sont pas absorbés sont formés d'hydrogène et de protocarbure d'hydrogène (gaz des marais); leur pouvoir éclairant est très-faible; ceux qui sont absorbés constituent un mélange de gaz oléfiant, H^4C^4, de *propylène,* H^6C^6, et de gaz de Faraday, H^8C^8.

Les acides *caprylique* et *œnanthylique,* homologues de l'acide pélargonique, ainsi que les acides *éthalique* et *margarique,* traités de la même manière, se comportent comme l'acide *pélargonique.* L'acide valérianique fournit des résultats analogues quand on le décompose par la

chaleur et les bases alcalines en excès. Il en est de même de l'éthal. M. Cahours, à qui l'on doit ces détails, conclut qu'à partir de l'acide valérianique, les termes homologues du gaz des marais, ne possédant pas une stabilité suffisante pour pouvoir résister à la température élevée sous l'influence de laquelle la décomposition de l'acide s'accomplit, se dédoublent en gaz des marais, en hydrogène, et en une série de carbures d'hydrogène, différant l'un de l'autre par l'état de condensation des éléments. Dans toutes ces expériences, la proportion du propylène l'a toujours notablement emporté sur celle du gaz oléfiant et du gaz de Faraday. En définitive, les dernières recherches de M. Cahours établissent l'existence d'une série remarquable d'acides représentés par la formule générale $H^mC^mO^4$, dont le premier terme est l'acide formique, et dont le dernier terme actuellement connu est l'acide cérosique (*Comptes-rendus des séances de l'Académie des sciences,* du 29 juillet 1850).

De l'essence de limette.

L'*essence de limette* ressemble à celle de bergamotes; sa densité est de 0,931 ; elle rougit le tournesol.

De l'essence de roses.

L'*essence de roses* est retirée de diverses variétés de roses, mais plus particulièrement du *rosa centifolia;* elle est d'un blanc jaunâtre et épaisse ; par le refroidissement, elle se prend en masse de consistance de beurre, qui ne devient liquide qu'à 28° ou 30°; son odeur est bien connue; sa densité est de 0,832. Elle est formée par un mélange d'une huile liquide et d'une matière qui se solidifie à 35°. On l'a souvent falsifiée avec d'autres essences ou avec des huiles grasses.

De l'essence de bois de Rhodes.

L'*essence de bois de Rhodes* est liquide, jaunâtre, et d'une odeur de roses; on s'en sert pour falsifier l'essence de roses.

De l'essence de géranium.

L'*essence de géranium* est solide, composée d'aiguilles cristallines blanches qui fondent à 20°; elle a une odeur suave.

De l'essence de cajeput.

L'*essence de cajeput* provient du *melaleuca leucodendron*. Elle est ordinairement d'un vert pâle, teinte qui est due en partie à l'essence elle-même, et en partie au cuivre des vases dans lesquels on l'expédie. Elle est très-fluide; sa vapeur, mélangée de beaucoup d'air, exhale l'odeur du camphre ou du romarin; sa densité est de 0,978; elle bout, selon Blanchet et Sell, à 175°.

De l'essence de cèdre.

L'*essence de cèdre,* extraite du bois de cèdre de Virginie, est solide, molle et blanche; elle se fige à + 27°, et bout à 275°; elle résulte d'un mélange de deux principes, dont l'un est solide et cristallisé, et l'autre liquide. Walter représente la composition du corps solide par $H^{26}C^{32}O^{2}$; sous l'influence de l'acide phosphorique, ce principe concret donne un carbure d'hydrogène, le *cédrène,* $H^{24}C^{32}$, qui est liquide, et dont le point d'ébullition est à 248°. L'essence liquide a la même composition que le cédrène.

De l'essence de valériane.

L'*essence de valériane,* $H^{10}C^{10}O^{2}$, que l'on retire par la distillation de la racine de valériane, est verdâtre, d'une odeur qui rappelle celle de la valériane, d'une saveur désagréable, d'une densité de 0,935 à 23° + 0°. Elle bout à 175°, et devient d'un jaune ambré. A — 24°, elle conserve sa fluidité, et ne se partage pas en stéaroptène et en oléoptène. L'acide sulfurique pur la dissout et la colore en rouge intense. L'acide azotique la dissout aussi et la colore en violet. Si on la soumet à l'action de la chaleur, qu'on pousse rapidement la distillation et qu'on fractionne les produits, on obtient du valérol, $H^{10}C^{12}O$, et du *bornéenne* (Gerhardt).

L'air et les agents oxygénants transforment le *valérol* en acide valérianique. Le *bornéenne,* qui a la même composition et le même équivalent que l'essence de térébenthine, fixe, dans certaines circonstances, les éléments de l'eau, et se convertit en camphre solide de Bornéo ou *bornéol,* lequel donne, avec l'acide azotique, du camphre des laurinées (*Ann. de chim.,* mars 1843). M. Thirault pense que le valérol et le bor-

néenne ne préexistent pas dans l'essence de valériane (thèse soutenue à l'École de pharmacie le 27 août 1850).

De l'essence de thé.

L'*essence de thé* a été extraite par Mulder en traitant les feuilles de thé vert par l'éther, en ajoutant de l'eau au produit et en distillant. Cette essence se concrète très-facilement; elle est jaunâtre, plus légère que l'eau, et possède à un haut degré l'odeur du thé. Lorsqu'elle est respirée en quantité notable, elle peut agir comme poison. Il paraît que, combinée au tannin, elle exerce sur l'économie animale une action diurétique (Liebig).

De l'essence de jasmin.

L'*essence de jasmin* s'obtient en interposant, entre des morceaux de tissus de laine imprégnés d'une huile grasse, des fleurs fraîches de jasmin. Elle dépose à 0° une substance blanche cristallisée en lamelles brillantes, inodores, et fusibles à 12°,5. Elle offre à un haut degré l'odeur de la plante.

De l'essence de sassafras.

L'*essence de sassafras,* contenue dans le *laurus sassafras,* est fluide, incolore, mais elle devient brune en vieillissant; son odeur est agréable; sa densité est de 1,08; il paraît que l'eau la partage en deux huiles, dont l'une est plus légère et l'autre plus pesante que l'eau (Bonastre). Elle dépose à la longue beaucoup de matière cristalline, qui a la même odeur que l'essence, et qui, par un contact prolongé, redevient fluide sans pouvoir se solidifier, même à — 4°. L'acide azotique la colore en rouge écarlate.

De l'essence de laurier.

L'*essence de laurier,* que l'on retire des feuilles et des fruits du laurier par la distillation, est visqueuse, d'un blanc sale, d'une odeur forte, d'une saveur amère et d'une densité de 0,914. Elle peut devenir solide même au-dessus de zéro; mais par la distillation elle se divise en deux huiles, dont l'une, très-volatile, offre une densité de 0,857,

ndis que le poids spécifique de l'autre, qui est beaucoup moins vola-
e, est de 0,885.

De l'essence de culilaban.

L'*essence de culilaban*, du *laurus culilaban*, et l'essence de *pechurim*, *laurus pechurim*, offrent beaucoup d'analogie avec les précédentes ; ais elles ont été fort peu étudiées.

DES CIRES.

La cire est très-répandue dans la nature; du moins on trouve dans aucoup de plantes une matière qui lui ressemble, et notamment sur feuilles du chou, dans le pollen de toutes les fleurs, dans l'enloppe des prunes et d'un très-grand nombre d'autres fruits, dans le rnis qui recouvre la surface supérieure de beaucoup d'arbres, et dont e fait la majeure partie. Suivant Hatchett, la *laque* renferme une subnce analogue à la cire de *myrica* (myrte). Le *pela* des Chinois paraît tre autre chose que de la cire retirée d'un insecte; le *gale*, le *cexylon andiloca*, le chaton mâle du bouleau, de l'aulne, du peuplier, frêne, en donnent aussi plus ou moins. Enfin les abeilles foursent également une très-grande quantité de cire, qui diffère, sous usieurs rapports, de la cire végétale; ces animaux préparent euxêmes la cire. Après avoir nourri pendant longtemps des abeilles avec sucre ou du miel, Hubert vit qu'elles donnèrent beaucoup de cire; où l'on doit conclure que celle-ci est le résultat de la transformation sucre ou du miel, et d'une véritable élaboration vitale.

Cire des abeilles. — La cire des abeilles est formée de cérine (acide cétique), de myricine et de céroléine (acide céroléique). Elle est solide, anche, insipide, et presque inodore; son poids spécifique varie deis 0,8203 jusqu'à 0,9662 (Bostock); elle est dure et cassante à 0°, et ès-malléable à 30°; l'odeur de la cire des abeilles récemment préurée est due à des substances étrangères qui s'y trouvent mêlées; car le la perd lorsqu'on l'expose à l'air pendant quelque temps pour la anchir, surtout si elle a été coupée en rubans minces, afin d'augmenter surface.

A 65° c., la cire fond en un fluide transparent, qui reprend sa forme ncrète par le refroidissement. Si la température est assez élevée, elle évapore, bout, se décompose, et fournit des gaz combustibles, des uiles liquides isomères du gaz oléfiant, de l'*eau acide*, et une matière

solide formée de beaucoup d'acide margarique et de paraffine, et qu ne renferme ni de l'acide sébacique ni de l'acroléine. D'après M. Polek l'*eau acide* contiendrait de l'acide acétique et de l'acide métacétique, e la matière solide, un acide identique avec l'acide *palmitique*. Chauffé avec le contact de l'air, la cire absorbe l'oxygène et produit une bell flamme. L'*air humide* et le *chlore* la décolorent en détruisant la matièr colorante; mais ce dernier se substitue à une certaine quantité d'hy drogène qu'il lui enlève, de manière que, pendant la combustion, il a production d'une flamme verte et dégagement d'acide chlorhydrique on ne peut donc pas employer cet agent pour blanchir la cire : c'est en traitant la cire par le chlore, que Gay-Lussac a observé le premie phénomène de *substitution* (voy. p. 1). La cire blanchie renferm moins de carbone et plus d'oxygène que la cire jaune. Elle est insolubl dans l'eau; l'alcool et l'éther ne la dissolvent pas à froid; l'alcool bouil lant dissout la cérine et la céroléine, et laisse la myricine; en se re froidissant, la liqueur donne des cristaux aiguillés de cérine (acide cé rotique), tandis que la céroléine reste en dissolution dans l'alcoo refroidi.

Les huiles fixes dissolvent la cire à chaud, et fournissent une matièr plus ou moins consistante, connue sous le nom de *cérat*. Elle se dissou également, à l'aide de la chaleur, dans les huiles volatiles, notammen dans l'huile essentielle de térébenthine. La potasse et la soude la trans forment en savon; celui-ci, décomposé par l'acide chlorhydrique fournit une substance pulvérulente, fusible à 56° R., rougissant à pein le tournesol. Distillée avec la chaux, la cire fournit des huiles jaune et une grande quantité d'une matière cristallisable, ayant beaucoup d'a nalogie avec la paraffine. L'acide sulfurique concentré la noircit, et il se dégage du gaz acide sulfureux, tandis qu'il lui communique un couleur grisâtre s'il est étendu de trois parties d'eau. L'acide azotiqu faible la blanchit sans la décomposer; si on la chauffe avec cet acid concentré, on obtient de l'acide œnanthylique, de l'acide piméliqu de l'acide adipique, de l'acide lipique et de l'acide succinique; il s dégage du gaz bioxyde d'azote, et il reste une matière noire. Elle es formée de carbone 80,84, d'hydrogène 13,22, et d'oxygène 5,94.

On s'en sert pour faire la bougie, les pièces anatomiques artificielles et le cérat; on l'emploie pour injecter des vaisseaux.

Préparation. Après avoir séparé le miel des gâteaux au moyen de l pression, on les enferme dans des sacs que l'on plonge dans des chau dières contenant de l'eau bouillante; la cire fond, se sépare du cou vain, vient à la surface de l'eau, et se fige à mesure que le liquide s

·froidit. Si on veut la priver de sa couleur jaune, on la coupe en ru-
ans minces que l'on expose à la rosée.

En rapprochant ce que j'ai dit du *cérotène*, de la *cérotine*, de l'acide
·rotique et de l'éther cérotique (voy. ces mots), on trouve une *nouvelle*
·*rie alcoolique* parallèle à celle des alcools vinique, méthylique et
nylique, ainsi que de l'éthal :

Carbure d'hydrogène.	$H^{54}C^{54}$, cérotène.
Alcool.	$H^{54}C^{54}O^{2}$, cérotine.
Acide.	$H^{53}C^{54}O^{3}$, HO, acide cérotique.
Éther.	$H^{53}C^{54}O^{3}$, $H^{55}C^{54}O$, éther cérotique (Brodie).

Cire de Chine, $H^{108}C^{108}O^{4}$. — Elle est produite par un insecte de la
mille des hyménoptères. Elle a l'aspect de la cétine, et fond à 83°;
le est peu soluble dans l'alcool et l'éther bouillants, mais elle se dis-
ut dans l'huile de naphte bouillante. La potasse fondue la trans-
rme en acide cérotique et en cérotine. On peut la considérer, d'après
. Brodie, comme du *cérotate d'oxyde de cérotyle*.

Cire des Andaquies. — Elle est sécrétée par l'*avesa*, insecte du genre
·s abeilles, qui vit surtout en Amérique. Purifiée, cette cire, d'une
ensité de 0,917 à 0°, fond à 77°. Elle est formée, d'après Lewy, de
) parties de *céroxyline*, de 45 de *cérosie*, et de 5 d'une matière hui-
use.

Cires végétales. — Il existe dans le commerce plusieurs cires végétales,
fférentes, sous beaucoup de rapports, de la cire des abeilles; je
entionnerai les principales d'entre elles.

Cire de myrica. — On la retire des baies de *myrica cerifera*, qui en con-
ennent environ 25 p. 100. Elle est jaune verdâtre, fusible à 47°, sapo-
ifiable par les alcalis, et donnant alors des acides stéarique, marga-
ique, oléique, et de la glycérine. Elle est formée de 74,23 de carbone,
e 12,07 d'hydrogène, et de 13,70 d'oxygène.

Cire de Carnauba. — Elle est produite par un palmier du nord du Brésil.
lle fond à 83°,5; elle est soluble dans l'alcool et l'éther, et formée de
arbone 80,36; d'hydrogène 13,07, et d'oxygène 6,57.

Cire d'Ocuba. — On la trouve dans le noyau des fruits de plusieurs *my-
istica*, et notamment du *myristica ocuba*. Elle est d'un blanc jaunâtre,
usible à 36,5, et soluble dans l'alcool bouillant. Elle contient : car-
one 73,90, hydrogène 11,40, oxygène 14,70.

Cire de Bicuiba. — Elle est fournie par le *myristica bicuiba*. Elle est d'un

blanc jaunâtre, fusible à 35°, et soluble dans l'alcool bouillant. Elle est formée de 74,38 de carbone, de 11,12 d'hydrogène, et de 14,50 d'oxygène.

Subérine. — On la trouve dans le liége. Elle est cristalline, fusible à 100°, et décomposable par l'acide azotique à chaud, avec production d'acide subérique. On l'obtient en épuisant le liége par l'alcool concentré.

Cire végétale du commerce. — Il existe dans le commerce une cire végétale venant des Indes *orientales*, et qui diffère assez de la cire des abeilles pour que je croie devoir la faire connaître. La cire des Indes orientales est d'un blanc jaunâtre, transparente aux bords, plus cassante et plus grasse au toucher que celle des abeilles; sa saveur est rance; son poids spécifique est de 0,97 à 15° R.; elle fond à 40°, et ne se fige qu'à 34°; fondue, elle rougit le papier de tournesol; une goutte versée sur du papier n'y laisse aucune tache. Fondue avec quatre parties d'huile, elle donne un mélange d'une consistance trois fois plus ferme que celui que fournit la cire des abeilles; cette dernière néanmoins donne plus de consistance à la graisse que l'autre. L'alcool et l'éther la dissolvent à chaud, mais le *solutum* alcoolique se fige et s'épaissit par le refroidissement, tandis que la dissolution éthérée dépose des flocons. La soude caustique la transforme plus facilement en savon que la cire des abeilles: ce savon, décomposé par l'acide chlorhydrique, donne une substance cristalline rougissant le tournesol, soluble dans l'alcool, qui n'est pas de l'acide stéarique, et qui fond à 48° R. Elle est formée, d'après Oppermann, de carbone 70,9683, d'hydrogène 12,0728, et d'oxygène 16,9589.

La cire des Indes *occidentales* a beaucoup d'analogie avec elle. On est loin de pouvoir affirmer que les diverses espèces de cire fournies par les végétaux désignés à la page 489 soient identiques.

DES SAVONS.

J'ai établi précédemment que l'*oléine*, la *margarine*, la *stéarine*, la *cétine*, la *myricine*, la *phocénine*, la *butyrine*, l'*hircine*, l'*élaïdine*, la *palmine*, etc., traitées par les alcalis, se décomposent, et se transforment en une matière *savonneuse*, qui est un véritable composé d'alcali et de quelques-uns des acides suivants: acides stéarique, margarique, oléique, phocénique, butyrique, caproïque, caprique, hircique, élaï-

que, palmitique, etc. (1) : j'ai dit, en outre, que les corps gras composés de plusieurs principes immédiats se comportent d'une manière nalogue, et qu'il se forme deux matières, l'une savonneuse, l'autre soluble. La combinaison des acides produits avec l'alcali employé constitue les *savons,* qui doivent par conséquent être assimilés aux sels; et effet, comme eux, leur composition est assujettie à des proportions éfinies. Les savons obtenus avec la graisse de porc, de mouton, de bœuf, de jaguar, d'oie, sont composés de stéarate, d'oléate et de margarate; celui que fournit la graisse humaine est formé d'oléate et de margarate; celui qui résulte de l'action du beurre est composé de butyrate, caproate, de stéarate, d'oléate et de margarate; les huiles de marsouin, du *delphinus globiceps* et de poisson, donnent un savon formé de phocénate, de margarate et d'oléate; enfin ceux que l'on produit avec les huiles fixes sont composés d'oléate et d'un autre sel dont l'acide est moins fusible que l'acide stéarique. Ces savons sont solubles ou insolubles dans l'eau, suivant la nature de la base qui sert à les former; ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont dans le premier cas; ceux de baryte, de strontiane, de chaux, etc., sont insolubles.

Savons à base de potasse (savons mous), formés par les graisses de porc, de mouton, d'homme, de bœuf, de jaguar et d'oie. Ils ont plus de tendance à cristalliser en aiguilles que les corps gras qui les ont fournis. Ils sont moins fusibles que les graisses d'où ils proviennent : ainsi celui qui est fait avec la graisse d'homme ne fond qu'au-dessus de 35°, thermomètre centigrade; ceux que l'on a préparés avec la graisse de mouton ou de bœuf ne fondent qu'au-dessus de 48°; celui que fournit la graisse de jaguar est solide à 36°. L'alcool bouillant, d'une densité de 0,821, les dissout en toutes proportions; il en est de même des *éthers* (Pelletier). Lorsqu'on délaie dans l'eau ces savons, que l'on peut considérer comme composés de stéarate, d'oléate de potasse, ou bien de margarate, ou seulement de margarate et d'oléate, ils se décomposent en sur-stéarate, en sur-margarate et en sur-oléate (matière nacrée), qui se précipitent, et en potasse retenant un peu d'acides stéarique et margarique, et beaucoup d'acide oléique; cette décomposition a lieu en vertu de l'insolubilité de la matière nacrée, et de l'affinité de la potasse pour l'eau : aussi se produit-elle mieux lorsqu'on opère à une température basse, qui facilite la précipitation de la matière nacrée. Si on filtre la

(1) La cétine se convertit particulièrement en éthal et en acides margarique et oléique.

dissolution, et qu'on sature l'excès d'alcali par de l'acide tartrique, il se précipite un corps gras floconneux, composé de beaucoup d'acide oléique et d'un peu d'acide margarique et stéarique; on peut transformer ce précipité en oléate, en margarate et en stéarate, au moyen de la potasse et de l'eau. C'est en ayant égard à la décomposition du margarate et du stéarate de potasse, opérée par l'eau, que l'on explique pourquoi les savons préparés avec ces sortes de graisses enlèvent la matière grasse qui salit les étoffes : en effet, l'alcali mis à nu par suite de cette décomposition se combine avec la matière grasse.

Les savons de potasse et de graisse dont je parle se dissolvent à merveille dans les eaux de *potasse* et de *soude ;* on les emploie pour les usages de la toilette. Le savon de *toilette mou* est le résultat de l'ébullition d'un mélange de 15 kilogrammes de graisse de porc et de 22 kilogrammes 500 grammes d'une dissolution de potasse caustique marquant 17 degrés au pèse-sel ; on ajoute une petite quantité d'huile aromatique à la pâte au moment de la coulée. On obtient la *crème d'amande* en laissant refroidir lentement un savon à base de potasse, et en le pilant fortement dans un mortier lorsqu'il est refroidi. Les savons *verts,* faits avec de la potasse et de l'huile de graines, peuvent être rendus plus verts au moyen de l'indigo; on s'en sert quelquefois pour faire des savons durs ou à base de soude; il suffit pour cela de les mêler avec du chlorure de sodium dissous (sel commun); on suit ce procédé dans tous les pays où la soude est à un prix plus élevé que la potasse.

Savons à base de soude (savons durs). La soude se comporte avec les corps gras comme la potasse, donc les savons formés par ces deux substances sont analogues. Les savons de soude sont solides, durs, incolores ou colorés, plus pesants que l'eau, d'une saveur légèrement alcaline, moins caustique que celle des savons à base de potasse. Soumis à l'action du calorique, ils fondent, se boursouflent et se décomposent comme les autres substances organiques non azotées. Exposés à l'*air,* ils se dessèchent, surtout si l'air est souvent renouvelé. Ils se dissolvent très-bien dans l'eau bouillante; mais, si on laisse refroidir la liqueur, surtout lorsqu'on a employé une très-grande quantité d'eau, il se dépose du sur-margarate, du sur-stéarate, et un peu de sur-oléate de soude, sous forme d'une gelée demi-transparente, qui, par la dessiccation, se réduit en pellicules d'un blanc jaunâtre; du reste, l'eau se comporte avec ces savons comme avec ceux de potasse, excepté qu'elle les décompose moins facilement (voy. p. 493). L'eau froide dissout aussi les savons de soude, mais moins bien que celle qui est bouillante ; le *solutum* est décomposé sur-le-champ: 1° par les acides, qui s'emparent de

soude et précipitent les acides stéarique, margarique et oléique, ›us forme d'une émulsion ; 2° par une dissolution de sel commun, qui ;it à l'instar de l'eau, en précipitant sur-le-champ du bimargarate, du stéarate et du bioléate de soude, tandis que la liqueur contient de la ude (Vauquelin); 3° par tous les sels solubles autres que ceux à se de potasse, de soude et d'ammoniaque; dans ce cas, l'acide du sel porte sur la soude du savon, avec laquelle il forme un sel soluble, ndis que les acides stéarique, margarique et oléique, se combinent ec l'oxyde du sel, et donnent naissance à un stéarate, à un margarate à un oléate insolubles. Ce fait explique pourquoi les eaux de puits argées de sulfate de chaux ne peuvent pas dissoudre le savon : en fet, le sulfate est décomposé, et il se précipite du stéarate, du marga- te et de l'oléate de chaux (1). L'*alcool,* surtout à l'aide de la chaleur, ssout parfaitement les savons à base de soude; si on laisse refroidir le uide, il se dépose une masse jaune transparente, qui ne devient point aque par le refroidissement. Ces savons sont solubles dans tous les ers (Pelletier); ils jouissent, comme ceux de potasse, de la pro- iété de dissoudre la graisse qui salit les étoffes.

On emploie en médecine, sous le nom de *savon médicinal,* un savon anc, préparé avec de l'huile d'olives ou d'amandes douces et de la ude : il doit être fait depuis un certain temps, pour qu'il ait la dureté nvenable. On doit le regarder comme un puissant excitant du système nphatique; les anciens le considéraient comme un excellent fondant dissolvant de la lymphe et de la bile. On l'a employé avec succès ntre les calculs biliaires, les engorgements essentiels ou consécutifs la rate et des autres viscères du bas-ventre, contre le carreau, les meurs scrofuleuses, graisseuses et laiteuses; on s'en est servi avec antage dans certains ictères sans fièvre, dans quelques catarrhes roniques de la vessie, dans l'asthme pituiteux, goutteux, dans les uttes anciennes avec tophus, dans les dysenteries muqueuses, dans taines faiblesses de l'estomac et des intestins, etc. On l'a vanté à tort mme un excellent lithontriptique. Il est employé à la dose de 20 à 30

---

1) Les compositions *hydrofuges* dont on imprègne les plâtres, les bas-re- s, etc., et qui ont été décrites, il y a quelques années, par MM. d'Arcet et Thé- d, ne sont autre chose que des savons insolubles de cuivre, de fer, de zinc, tain ou de bismuth, délayés dans l'huile de lin cuite, et auxquels on a ajouté, à ud, du mastic. Ces compositions, outre qu'elles rendent le plâtre peu altérable les intempéries de l'atmosphère, lui communiquent diverses nuances sembla- s à celles des bronzes antiques, de la fonte rouillée, du fer poli, etc.

centigrammes par jour, et l'on augmente progressivement, jusqu'à en faire prendre 3 ou 4 grammes; on le donne ordinairement sous forme solide. Uni à la réglisse, à la farine de graine de lin, et à quelques gommes-résines, telles que l'asa fœtida, l'opopanax, le sagapenum, l'aloès, etc., il constitue les *pilules de savon* composées. L'eau de savon est administrée avec le plus grand succès comme neutralisant dans le cas d'empoisonnement par les acides; on a vu, en effet, que ceux-ci la décomposent. On fait également usage du savon à l'extérieur, sous forme de lotions, de cataplasmes, d'emplâtres, ou dissous dans l'eau-de-vie, pour favoriser la résolution de certaines tumeurs œdémateuses, contre les contusions, etc. Le *savon de Starkey* ou *savon tartrique*, préparé avec le carbonate de potasse et l'huile de térébenthine, est aujourd'hui généralement abandonné.

Préparation.— Savon à base de soude ou *savon dur*. Il est le résultat, comme je l'ai déjà dit, de l'action de la soude sur un corps gras. Tous les corps gras ne sont point susceptibles de saponifier également bien la soude; on peut les ranger à cet égard dans l'ordre suivant : 1° les huiles d'olives et d'amandes douces; 2° le suif, la graisse de porc, le beurre, l'huile de cheval; 3° l'huile de colza et celle de navettes; 4° l'huile de noix; 5° les huiles de faîne, d'œillet; mais il est nécessaire de les mêler avec l'huile d'olives ou avec les graisses pour en obtenir des savons durs; 6° les huiles de poisson; 7° l'huile de chènevis; 8° l'huile de lin. Ces trois dernières ne donnent jamais que des savons pâteux, gras et gluants. En France, en Italie et en Espagne, on ne se sert guère que d'huile d'olives pour saponifier la soude; tandis qu'en Allemagne, en Angleterre et en Prusse, on ne fait usage que de suif et de graisse. Je vais exposer le procédé de la saponification par l'huile d'olives.

On verse de l'eau froide sur un mélange de 250 kilogrammes de carbonate de soude pulvérisé de bonne qualité, et de 62,5 kilogrammes de chaux éteinte; douze heures après, lorsque la chaux s'est emparée de l'acide carbonique du carbonate, on fait écouler le liquide, auquel on donne le nom de *première lessive*, et qui contient une assez grande quantité de soude : il marque de 20 à 25 degrés à l'aréomètre. On verse deux fois de l'eau sur le résidu, et l'on obtient *deux lessives*, dont l'une marque de 10 à 15 degrés, et l'autre de 4 à 5 degrés. On prend 300 kilogrammes d'huile.

On introduit la lessive la plus faible dans une grande chaudière dont le fond offre un tuyau de 68 millimètres de diamètre, nommé l'*épine*; on y verse peu à peu une certaine quantité d'huile, et on chauffe le mélange jusqu'à le faire bouillir; la réaction commence, et le liquide

ressemble à une émulsion. On ajoute successivement de la lessive faible et de l'huile, et on fait en sorte que la masse soit toujours bien empâtée, qu'il n'y ait ni lessive au fond de la chaudière, ni huile à la surface du liquide. A cette époque, le savon est avec excès d'huile; on ajoute peu à peu de la lessive forte, et on remarque, lorsque la saponification est complète, que le savon se sépare du liquide et se présente à la surface. Alors on cesse de chauffer et on fait couler par l'épine tout le liquide, qui, ne contenant plus de soude caustique, est impropre à la saponification. Afin d'être certain que l'huile est saturée de soude, on remet dans la chaudière où est le savon une nouvelle quantité de lessive caustique, et on fait bouillir de nouveau jusqu'à ce que le poids spécifique de la lessive soit de 1,150 à 1,200.

Le savon résultant de ces opérations est d'un bleu foncé noirâtre, et renferme $^{16}/_{100}$ d'eau; sa couleur est due à un composé d'alumine, d'oxyde et de sulfure de fer, d'acide oléique et d'acide margarique (1). Il peut être regardé comme composé de deux savons, l'un blanc, l'autre aluminoferrugineux noirâtre. On prépare aussi un savon dur en dissolvant, dans une lessive de soude, l'acide oléique que l'on obtient en traitant le suif par la chaux pendant la fabrication des bougies stéariques (voy. p. 501).

Préparation du savon blanc. On délaie peu à peu, dans des lessives faibles, la masse savonneuse obtenue; on chauffe doucement et on couvre la chaudière; le savon aluminoferrugineux noirâtre ne tarde pas à se précipiter, parce qu'il est insoluble à cette température dans les lessives dont je parle; on sépare alors la pâte de savon blanc, et on la coule dans des *mises,* où elle est refroidie et solidifiée; on la coupe en tables, et on la livre au commerce sous le nom de *savon blanc, savon en table.* Il renferme, sur 100 parties, 4,6 de soude et 45,2 d'eau. On l'emploie pour les usages délicats.

Préparation du savon marbré. On vient de voir que la masse savonneuse d'un bleu noirâtre ne contient que $^{16}/_{100}$ d'eau, et qu'elle renferme, outre le savon blanc, un savon noirâtre; il s'agit, pour la transformer en savon marbré, d'y ajouter une quantité d'eau légèrement alcaline, suffisante pour que le savon coloré se sépare de celui qui est

(1) La soude que l'on a employée, ayant été préparée dans des fours argileux, contient de l'alumine; elle renferme en outre du fer oxydé et du sulfure de sodium; celui-ci, mis dans l'eau lorsqu'on fait la lessive, passe à l'état de polysulfure, et l'acide sulfhydrique qu'il contient se dégage au moment où l'empâtage se fait.

blanc, et se réunisse en veines plus ou moins grandes, qui, par leur disposition, imitent une marbrure bleue appliquée sur une masse blanche; il est évident que si l'on employait trop de lessive, l'opération serait manquée, parce que tout le savon noirâtre serait précipité. Le savon marbré contient, sur 100 parties, 6 de soude et 30 d'eau; d'où il suit que, sous le même poids, il renferme plus de savon que celui qui est blanc.

On prépare de la même manière les savons de soude faits avec le suif, le saindoux, le beurre, l'huile d'amandes douces, de palme, de noisettes, etc.

M. Colin a publié, en 1816, des observations importantes relatives à la fabrication du savon dur: 1° le savon ne peut pas se former sans eau; 2° l'huile privée de mucilage donne des savons de qualité inférieure à ceux que l'on obtient avec l'huile ordinaire : en général, celle qui n'a été soumise à l'action d'aucun corps pondérable fournit le plus beau savon; 3° toutes les huiles peuvent donner des savons solides et assez durs pour pouvoir être employés au *savonnage à la main;* 4° la partie solide de l'huile, appelée *suif* par M. Braconnot, paraît former des savons de meilleure qualité que l'huile entière; 5° la petite quantité d'eau de chaux contenue dans la lessive prépare la saponification des huiles, qui paraissent exercer peu d'action sur la potasse et sur la soude; 6° le sel commun, dont on fait usage dans la saponification, a pour objet de substituer de la soude à la petite quantité de potasse que renferment les soudes du commerce, et de durcir le savon en s'emparant complétement ou partiellement de l'eau qu'il contient et de l'excès de soude qui paraît nécessaire à sa dissolution; 7° l'excès d'alcali diminue la blancheur du savon, lui donne une mauvaise odeur, et le rend moins dur.

Préparation du savon de potasse (savon mou). On prépare le savon *vert* avec de l'huile de graines; l'huile de lin donne plus facilement un savon transparent que celle de navette. On procède à la saponification de ces huiles comme je l'ai dit en parlant des savons de soude; lorsque toute l'huile a été mise dans la chaudière, et que le savon est d'un blanc sale et opaque, on diminue le feu, on agite continuellement la masse avec de grandes spatules, et on ajoute de la lessive plus caustique que celle dont on s'était servi jusqu'alors; le savon acquiert de la transparence, devient plus consistant, et peut être coulé dans des tonneaux. Il renferme le plus souvent, sur 100 parties, 9,5 de potasse et 46,5 d'eau: il est avec excès d'alcali; on peut néanmoins obtenir ce savon neutre en mettant un excès d'huile que l'on sépare ensuite au moyen de l'eau Colin).

Préparation du savon dur fait avec la potasse et le sel commun. Dans les pays où la soude est rare, on obtient le savon dur en décomposant le savon de potasse par le chlorure de sodium dissous dans l'eau (sel commun); aussitôt après le mélange de ces deux corps, l'oxygène de la potasse du savon s'unit au sodium pour former de la soude, et le chlore au potassium, tandis que les acides gras contenus dans le savon de potasse se portent sur la soude produite pour former du savon dur; on le sépare de la lessive, et on le convertit en savon blanc ou en savon marbré par les procédés déjà exposés.

Savons à base d'ammoniaque. Ces savons sont fort peu connus. Le *liniment volatil*, dont j'ai déjà parlé, est formé par cette base et par l'huile d'amandes douces. L'*eau de Luce* est le résultat de l'action de l'ammoniaque pure et caustique sur l'huile empyreumatique de succin rectifiée; on en favorise la dissolution au moyen du savon blanc et de l'alcool rectifié. On l'emploie avec succès comme stimulant dans l'apoplexie, les léthargies, les syncopes, etc.; elle sert en frictions contre les piqûres, les morsures d'animaux venimeux, et les brûlures récentes. M. Boullay, en faisant passer du gaz ammoniac à travers de l'huile et de la graisse, est parvenu à former, au bout d'un certain temps, un savon ammoniacal solide : suivant lui, la graisse paraît plus propre que l'huile à opérer cette combinaison.

Savons insolubles. Lorsqu'on fait bouillir la baryte, la strontiane ou la chaux hydratées, l'oxyde de zinc ou le protoxyde de plomb, avec un corps gras formé de stéarine et d'oléine, on obtient des savons insolubles composés de l'une de ces bases et d'acides stéarique et oléique; il n'en est pas de même de la magnésie, de l'alumine et du bioxyde de cuivre: soumis à la même opération, ces oxydes ne saponifient point la graisse; cependant on peut obtenir des savons de ces oxydes en versant dans une dissolution saline de magnésie, d'alumine et de cuivre, un savon soluble de potasse ou de soude. Les savons insolubles ont été fort peu étudiés et ne sont d'aucune utilité.

Des bougies stéariques.

Les bougies stéariques sont formées d'acides stéarique et margarique; elles remplacent aujourd'hui les bougies de cire et de blanc de baleine, dont le prix est beaucoup plus élevé. On prépare en grand les acides stéarique et margarique par trois procédés différents: 1° en saponifiant le suif par la chaux; 2° en décomposant les graisses par la chaleur;

3° en traitant celles-ci par des acides forts, et notamment par l'acide sulfurique.

Préparation des bougies par la chaux hydratée. MM. de Milly et Motard, après s'être assurés que la chaux, qui est à si bas prix, saponifie plus promptement les corps gras que la potasse, parce qu'elle se mêle intimement avec les matières grasses, appliquèrent cette donnée à l'industrie et parvinrent à créer un art nouveau, d'une utilité aussi grande qu'incontestable. Voici comment procède M. de Milly. On fait fondre, dans une cuve en sapin, du suif de la qualité la plus inférieure; on fait arriver de la vapeur d'eau dans la cuve, puis on verse par petites parties 14 kilogrammes par quintal métrique de suif, de chaux vive hydratée par l'eau bouillante et délayée dans l'eau à l'état de *lait;* le mélange doit être maintenu bouillant et continuellement brassé. L'opération dure une journée, et il se forme de l'acide stéarique, de l'acide margarique, de l'acide oléique, et de la glycérine. Le lendemain matin, on retire l'eau de la cuve qui contient la glycérine. Pour décomposer le stéarate, le margarate et l'oléate de chaux, on met, dans une autre cuve en bois, ces sels en morceaux, et on les décompose par de l'acide sulfurique étendu d'eau, marquant 20 degrés à l'aréomètre de Baumé; il se dépose du sulfate de chaux sous forme d'une pâte homogène, tandis que les trois acides gras viennent à la surface de l'eau acide; on les décante et on les lave avec de l'acide sulfurique marquant aussi 20 degrés; après quatre heures de repos, on les fait bouillir pendant une heure avec de l'eau, afin de leur enlever l'acide sulfurique avec lequel ils sont mêlés; ainsi débarrassés d'acide sulfurique, on verse ces acides gras dans des moules en fer-blanc appelés *galettes;* dès qu'ils sont refroidis, on renverse les galettes pour en retirer les plaques formées par les trois acides, et que l'on nomme *tourteaux;* ceux-ci, étant placés sur le plateau d'une presse hydraulique verticale, sont pressés graduellement à froid pendant cinq ou six heures; on les presse de nouveau *à chaud,* après les avoir placés entre des plaques de fonte dont on élève la température à l'aide de la vapeur; sans cette seconde pression à chaud, l'acide oléique ne serait pas entièrement éliminé; c'est dans ce moment que l'acide *oléique* est séparé des acides stéarique et margarique. Chaque tourteau blanc pesait 5 kilogrammes avant la pression; une fois pressé il ne pèse guère que 1 kilogramme et demi; on lave ces tourteaux avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurique marquant 3 degrés, pour les débarrasser de l'oxyde de fer et d'autres impuretés qu'ils renferment, puis on les fait chauffer dans une dissolution aqueuse d'acide

oxalique (2 kilogrammes d'acide pour 1,000 kilogrammes de tourteaux); cet acide, préférable sous tous les rapports au tartre brut dont on se servait autrefois, et que l'on n'emploie plus aujourd'hui, enlève aux acides gras la petite quantité de chaux qu'ils auraient pu encore retenir. Alors on fait bouillir pendant un quart d'heure dix blancs d'œufs avec 1,000 kilogr. de ces tourteaux, qui se trouvent clarifiés et propres à être convertis en bougies. Pour empêcher celles-ci d'être *feuilletées et cassantes,* M. de Milly avait imaginé d'employer l'acide arsénieux, qui donnait à la masse l'aspect de la cire; mais ces bougies répandaient, pendant la combustion, une odeur arsenicale qui était surtout marquée après que la mèche était éteinte et au lumignon fumant. La police ayant défendu l'emploi de ce poison, M. de Milly eut recours au procédé suivant : il laisse refroidir les deux acides gras jusqu'au point où ils vont se solidifier; puis il les verse, à l'état de pâte liquide, dans des moules préalablement chauffés, et dont la température est à peu près égale à celle de ces acides. On donne aux bougies le dernier degré de blancheur en les exposant à l'action de la lumière solaire.

Des mèches. — M. de Milly inventa la *mèche nattée,* laquelle, pendant sa combustion, s'infléchit du même côté et se consume complétement sans qu'on ait besoin de la moucher; cette mèche doit être trempée dans une faible dissolution d'acide borique, puis on la dessèche parfaitement; sans cette précaution, la bougie stéarique coulerait et aurait besoin d'être mouchée : l'acide borique a pour but de réduire les cendres à un très-petit volume en se combinant avec elles et en les vitrifiant. Le phosphate d'ammoniaque paraît être la seule substance qui jouisse, comme l'acide borique, de l'utile propriété dont je parle; mais comme son usage serait dispendieux, on lui préfère l'acide borique.

Les bougies stéariques éclairent mieux que les bougies de cire, mais elles brûlent plus vite; elles coûtent environ moitié moins que les bougies de cire. On peut évaluer à 45 pour 100 la proportion des acides solides fournis par le suif.

Emploi de l'acide oléique. L'acide oléique, si abondamment obtenu pendant la fabrication des bougies stéariques, est utilisé pour faire des *savons* jaunes à base de soude ou de potasse; il ne s'agit que de les chauffer avec une lessive alcaline, jusqu'à ce que l'acide soit dissous. Quant à la glycérine qui est mise à nu pendant la saponification, on n'a pas encore trouvé moyen d'en tirer parti.

Préparation des bougies par la chaleur. J'ai déjà dit qu'en chauffant les corps gras à 325° ou à 330°, sous l'influence de la vapeur d'eau et sous une pression plus faible que celle de l'atmosphère, la glycérine était

détruite et donnait plusieurs produits solubles dans l'eau, tandis que les acides gras distillaient sans altération ; on peut préparer des bougies avec ces acides, après leur avoir enlevé l'acide oléique ; mais en général la solidification des acides gras est moins grande, et par conséquent le procédé est de beaucoup inférieur à celui de M. de Milly. Les produits liquides obtenus dans cette opération ne sont tout au plus propres qu'à la fabrication des *savons* mous.

Préparation des bougies par les acides. On chauffe à 100° au moins, pendant quinze à vingt heures, en agitant vivement un mélange de 6 à 15 parties d'acide sulfurique concentré et des graisses les plus communes ou d'huile de palme ; l'acide sulfurique s'empare de la majeure partie de la glycérine, et forme de l'acide sulfoglycérique, tandis que *les acides gras prennent une apparence cristalline et se solidifient ;* il se produit de l'eau, du gaz acide carbonique, du gaz acide sulfureux, et un dépôt charbonneux et comme glutineux, qui renferme une certaine proportion d'acides gras. On distille ensuite les acides gras, après les avoir lavés avec de l'eau ; cette distillation se fait sous l'influence d'un courant de vapeur d'eau qui traverse des tubes chauffés à 350° ou à 400° ; si la température était moins élevée, la distillation serait trop lente. On presse les acides distillés pour en retirer l'acide oléique, et on en fait des bougies.

DES SUCS RÉSINEUX.

Des résines.

Les résines sont des substances composées de plusieurs principes immédiats. Elles sont *acides* ou *négatives,* et non *acides* ou *positives.* Les premières paraissent, pour la plupart, n'être que des transformations de certaines huiles essentielles non oxygénées et isomériques, sous l'influence du gaz oxygène lentement absorbé : telles sont les résines de térébenthine, de copahu, etc. ; l'essence de térébenthine, $H^{16}C^{20}$, par exemple, se transforme en *colophane,* $H^{16}C^{20}O^{2}$, en absorbant 2 équivalents d'oxygène. Les résines acides sont anhydres, rougissent les couleurs végétales, et forment, en se combinant avec les bases, des sels également secs que l'on a assimilés aux savons ; enfin, comme les huiles essentielles dont elles proviennent, elles sont isomériques entre elles. Les résines *non acides* sont cristallisables ou incristallisables ; les premières ont été désignées sous le nom de *sous-résines* par M. Bonastre.

Les résines sont pour la plupart solides, sèches, plus ou moins fra-

giles, sans odeur ou odorantes, douées d'un certain degré de transparence, d'une couleur jaune ou tirant sur le jaune, insipides ou ayant une saveur âcre et chaude, et plus pesantes que l'eau. Lorsqu'on les chauffe, elles fondent et ne tardent pas à se décomposer : si on fait l'expérience dans des vaisseaux fermés, on obtient beaucoup de carbure d'hydrogène gazeux, de l'huile, de l'acide phénique, et un peu de charbon ; si on agit, au contraire, avec le contact de l'air, il se produit une grande quantité de fumée noire et une flamme jaune. MM. Pelletier et Walter ont extrait du produit liquide de la distillation des résines quatre carbures d'hydrogène liquides, qu'ils ont nommés, le premier, *rétinaphte,* H^8C^{14} ; le second, *rétilyne,* $H^{12}C^{18}$; le troisième, *rétinole,* isomère de la benzine, H^6C^{12} ; enfin ils ont, en outre, obtenu un produit cristallisé qu'ils avaient désigné sous le nom de *métanaphtaline*, et que M. Dumas a appelé *rétistérène ;* ce corps a la même composition que la naphtaline. Les résines n'éprouvent aucune altération de la part de l'*air* ni de l'*eau;* ce liquide n'en dissout pas un atome. L'*alcool* froid dissout la partie *résineuse* des résines, tandis qu'il n'agit pas sur la partie *sous-résineuse ;* bouillant, il les dissout presque toutes ; la dissolution alcoolique filtrée est transparente ; par l'addition de l'eau, elle devient laiteuse et laisse précipiter la résine sous forme d'une poudre blanche : si on y verse un sel appartenant aux six dernières classes, excepté ceux d'alumine, de glucyne, d'yttria et de thorine, on obtient un précipité composé de résine et d'oxyde métallique, insoluble dans l'eau, très-peu soluble dans l'alcool bouillant, et décomposable par la plupart des acides, qui agissent en s'emparant de l'oxyde. L'*éther* dissout presque toutes les résines, surtout à une douce chaleur.

Les *huiles fixes*, et notamment celles qui sont siccatives, dissolvent également un très-grand nombre de résines ; il en est de même de l'huile essentielle de térébenthine.

La *potasse* et la *soude* liquides opèrent aussi cette dissolution avec facilité, et donnent des *résinates,* improprement désignés sous le nom de *savons de résine,* si les résines étaient acides. Ces composés savonneux moussent dans l'eau comme les savons formés par les corps gras, mais ils ne sont pas précipités par le chlorure de sodium, comme les savons ordinaires ; les acides en précipitent la résine en flocons jaunes par l'addition d'un acide. Ces faits expliquent pourquoi les fabricants de savon sont dans l'usage d'ajouter de la *poix-résine* à leurs cuites.

L'action des acides sur les résines a fourni à Hatchett des résultats curieux. L'acide sulfurique concentré dissout très-promptement et à froid une résine quelconque réduite en poudre fine ; le *solutum* est

transparent, visqueux, et d'un brun jaunâtre; par l'addition de l'eau, il laisse précipiter la résine presque sans altération; si on le fait chauffer sur un bain de sable, il se décompose, sa couleur devient plus foncée, et l'on obtient du charbon, du gaz acide sulfureux, souvent un corps particulier dérivé de la résine primitive, et toujours les autres produits qui résultent de l'action de l'acide sulfurique concentré sur les matières végétales. Si, au lieu de chauffer ainsi le *solutum* jusqu'à ce qu'il soit entièrement décomposé, on cesse de le chauffer un peu avant qu'il ait acquis la couleur noire, et qu'on le mêle avec de l'eau, on obtient un précipité qui, étant traité par l'alcool, se dissout en partie; en chauffant la dissolution alcoolique, l'esprit-de-vin se dégage; le résidu, en partie soluble dans l'eau, traité par ce liquide, donne une dissolution qui jouit de toutes les propriétés du *tannin* artificiel, et qui est formée d'acide sulfurique et de matière organique.

L'acide *azotique* que l'on fait digérer pendant longtemps sur les résines les décompose, et opère la dissolution du produit formé; cette dissolution n'est pas précipitée par l'eau; lorsqu'on la fait évaporer, elle donne une masse visqueuse d'un jaune foncé, soluble dans l'eau et dans l'alcool, qu'il suffit de faire chauffer avec une nouvelle quantité d'acide azotique pour la transformer en *tannin* artificiel; il ne se forme point d'acide oxalique. Les acides *chlorhydrique* et *acétique* dissolvent aussi les résines, mais plus lentement que l'acide sulfurique; l'eau précipite de ces dissolutions les résines non altérées. Hatchett a proposé même le dernier de ces acides pour séparer ces substances de quelques autres matières insolubles dans l'acide acétique. Je parlerai des usages des résines à mesure que je les ferai connaître.

Résine animée. — On a confondu sous ce nom deux matières différentes : l'une noirâtre et odorante, qui n'est autre chose que le *bdellium d'Afrique ;* l'autre blanche, qui n'est que le *copal dur* (voy. p. 506).

Baume de copahu. — Il découle d'incisions faites au tronc du *copaifera officinalis,* de la famille des légumineuses, qui croît dans l'Amérique méridionale et dans les Indes occidentales. Lorsqu'il est récent, il est de consistance huileuse; mais il devient peu à peu aussi épais que le miel; il est transparent, d'une couleur jaunâtre, d'une odeur forte, et d'une saveur piquante et amère; son poids spécifique est de 0,950; chauffé, il fournit l'huile volatile qui entre dans sa composition. S'il a été falsifié par des résidus d'huile de ricin, etc., il ne dissoudra pas le carbonate de magnésie, tandis qu'il en opérera la dissolution s'il est pur (Blondeau). Il est très-employé comme astringent dans la dernière période des écoulements vénériens : on le fait prendre à l'intérieur, depuis 20 à

0 gouttes jusqu'à 4 grammes, dissous dans un peu d'alcool, et mêlé nsuite avec de l'eau; ou bien on le triture avec du mucilage pour faciliter sa suspension dans l'eau, que l'on peut aussi administrer à l'inérieur, mais dont on fait principalement usage en injection.

Composition. Il est en général formé de 40 à 45 parties d'huile volatile, de 50 parties de résine acide cristallisable (*acide copahuvique*), et e quelques centièmes d'une résine molle, visqueuse, insoluble dans huile de naphte.

Résine de gaïac. — Elle est fournie par le *guajacum officinale,* arbre de a famille des rutacées, qui croît dans l'Amérique méridionale; tantôt le exsude spontanément, tantôt il faut, pour l'obtenir, inciser l'écorce ou faire chauffer la tige. Elle est solide, d'un rouge brun ou vert, riable, un peu transparente et peu sapide : sa cassure est vitreuse; son poids spécifique est de 1,2289; elle répand une odeur balsamique assez gréable lorsqu'on la triture. Soumise à l'action du feu, elle fond, se écompose à la manière des substances non azotées, laisse presque le ers de son poids de charbon, et donne de la *gaïacyle* et de l'*hydrure de aïacyle.* Elle se colore en bleu sous l'influence des rayons violets du pectre, et se décolore par les rayons rouges; le chlore produit le même phénomène, ce qui prouve qu'il y a oxydation de la résine. Elle communique à l'eau une couleur brune verdâtre et une saveur douceâtre. e liquide paraît dissoudre $^9/_{100}$ de matière extractive. L'alcool dissout acilement le gaïac; le *solutum* est précipité en blanc par l'eau, et en n beau bleu pâle par le chlore; par l'action de l'air, cette dissolution asse également au bleu; l'acide azotique la verdit au bout de quelques eures, puis la fait passer au bleu et au brun. Le gaïac est soluble dans es alcalis. L'acide azotique le décompose à l'aide de la chaleur, et il se orme de l'acide oxalique.

La dissolution alcoolique de gaïac est employée comme stimulant et udorifique dans le rhumatisme et la goutte, dont elle éloigne les accès; étendue d'eau, on s'en sert pour raffermir les gencives; on l'a vue uelquefois guérir des douleurs sciatiques. On en donne une cuillerée dans une infusion amère, telle que la petite centaurée, la gentiane, etc.

Gaïacyle, $H^8C^{10}O^2$. — Elle est incolore, d'une odeur d'amandes amères, l'une densité de 0,874; elle bout à 118°; à l'air, elle absorbe l'oxygène et se transforme en une substance blanche cristallisable en très-belles ames.

Hydrure de gaïacyle, $H^8C^{14}O^4$. — Il contient donc 2 équivalents d'hydrogène de plus que l'hydrure de salicyle. Il est incolore, d'une densité le 1,119 à 22°; il bout à 210°; il est peu soluble dans l'eau, soluble

dans l'alcool et l'éther; il donne avec les bases des composés cristallins. Il réduit les sels d'or et d'argent.

Résine copal. — Elle est fournie par l'*hymenæa verrucosa,* arbre qui croît dans l'Amérique septentrionale. Elle est d'un blanc légèrement brunâtre, quelquefois parfaitement transparente; suivant Brisson, son poids spécifique est de 1,139; elle répand une légère odeur lorsqu'on la frotte, et se distingue des autres résines par la difficulté avec laquelle l'alcool, l'huile essentielle de térébenthine, et les huiles fixes, en opèrent la dissolution; il faut même, pour parvenir à la dissoudre, prendre des précautions que j'indiquerai en parlant de la préparation des vernis, pour lesquels elle est employée. Si, après l'avoir broyée, on la garde à l'étuve pendant un mois, elle absorbe l'oxygène, perd du carbone, et devient très-soluble dans l'éther et même dans l'alcool. Elle contient trois résines, d'après M. Filhol, savoir : $H^{31}C^{40}O^{5}$, soluble dans l'alcool anhydre; $H^{31}C^{40}O^{3}$, insoluble dans l'alcool et l'éther; $H^{31}C^{40}O^{2}$, insoluble dans tous les dissolvants.

Résine élémi. — Elle est fournie par l'incision des écorces de l'*icica icicariba,* arbre de la famille des térébinthacées, qui croît au Brésil. Elle est demi-transparente, cassante, d'un blanc jaunâtre avec des points verdâtres; d'une odeur forte, agréable, analogue à celle du fenouil, d'une saveur parfumée, d'abord douce, puis très-amère; entièrement soluble dans l'alcool bouillant, qui, par le refroidissement, laisse déposer de l'*élémine,* résine aiguillée blanche opaque, inodore et insipide. La résine élémi contient 60 d'une résine transparente soluble dans l'alcool froid, 24 d'élémine, 12,50 d'essence, 2 d'extrait amer, et 1,50 d'impuretés (Bonastre). Elle entre dans la composition des onguents *martiatum*, de *styrax* et d'*Arcœus,* dans l'*opodeldoch,* et dans divers autres emplâtres. Autrefois on l'administrait à l'intérieur dans le traitement des écoulements passifs, et on l'employait sous forme de liniment dans certaines douleurs rhumatismales.

Résine laque (voy. p. 301).

Mastic. — On le retire par incision du *pistachia lentiscus,* arbre de la famille des térébinthacées, qui croît dans le Levant, et particulièrement dans l'île de Chio. Il est sous forme de larmes ou de grains jaunâtres, fragiles, demi-transparents, dont la saveur n'est pas désagréable. Lorsqu'on le chauffe, il fond et exhale une odeur suave; il se ramollit dans la bouche, et détermine la salivation, ce qui l'a fait mettre au rang des masticatoires. On l'a employé quelquefois pour remplir les cavités des dents cariées, et les Turcs en font usage pour fortifier les gencives et corriger la mauvaise odeur de l'haleine. On s'en sert dans

la préparation des vernis, mais il n'est pas entièrement soluble dans l'alcool.

Sandaraque. — Cette résine découle du *thuya articulata,* espèce de conifère qui croît au Maroc. Elle est en larmes d'un jaune très-pâle, insipides, d'une odeur très-faible; on peut facilement la distinguer du mastic, parce qu'elle est très-fragile, même lorsqu'on la met dans la bouche, par sa plus grande transparence et par son entière solubilité dans l'alcool. Elle entre dans la composition de quelques vernis; on l'emploie pour empêcher le papier de boire. Suivant Johnston, elle est formée de trois résines acides.

Sang-dragon. — On l'obtient par incision du *calamus draco,* arbre de la famille des palmiers, qui croît à Santa-Fé, dans les Indes orientales, etc.; il est en bâtons longs de 30 à 50 centimètres, épais comme le doigt, d'un rouge brun foncé, opaque, friable, fragile, insipide, inodore; sa poudre est d'un rouge-vermillon. Distillé il donne du benzoène, du cinnamène, de l'acide benzoïque, de l'acétone, et une huile oxygénée. Il est regardé par plusieurs praticiens comme un excellent astringent, très-utile dans les anciens dévoiements séreux et sanguins, et dans les hémorrhagies passives de l'utérus : il y a cependant beaucoup de cas de ce genre où son emploi n'a été suivi d'aucun succès. On le donne en poudre à la dose de 40, 50 ou 60 centigrammes par jour; en pilules, uni à l'alun et à une poudre styptique; dissous dans l'alcool et étendu dans un véhicule, etc. On l'emploie aussi pour préparer la pâte de Rousselot, certains vernis, etc.

Le sang-dragon du *pterocarpus draco* est en petites masses irrégulières, couvertes d'une poussière rouge; sa cassure est brune, vitreuse; il est opaque dans ses fragments les plus minces.

Térébenthines. — On donne le nom de *térébenthine* à tout produit végétal coulant ou liquide, essentiellement composé d'une huile essentielle et de résine, ne contenant ni de l'acide benzoïque ni de l'acide cinnamique. Les térébenthines fournies par les *conifères* sont la térébenthine du mélèze, celle du sapin, celle de Bordeaux, celle de Boston, la poix des Vosges, le baume du Canada, et l'encens de Russie.

Térébenthine du mélèze (*laryx europœa*). Elle est épaisse, très-consistante, d'une odeur faible peu agréable, d'une saveur très-amère et âcre, n'offrant aucune propriété siccative, soluble dans 5 parties d'alcool à 35 degrés, fournissant, par la distillation avec de l'eau, 15,24 parties p. 100 d'une huile essentielle, incolore, très-fluide, d'une odeur assez agréable.

Térébenthine du sapin argenté (*pinus picea* de L., *abies pectinata* de de

Candolle); c'est la *térébenthine de Venise.* Elle est très-fluide, quelquefois presque aussi liquide que de l'huile, peu colorée, d'une odeur analogue à celle du citron, d'une saveur légèrement amère et légèrement âcre; elle se solidifie avec un seizième de magnésie; l'alcool ne la dissout qu'imparfaitement, ce qui la distingue de la précédente. M. Caillot, en soumettant cette résine à l'action de la chaleur en vases clos, a fait voir qu'elle est formée de 33,50 d'une huile essentielle incolore, très-fluide, d'une odeur très-agréable, analogue à celle du citron, de 6,20 d'une sous-résine insoluble dans l'alcool froid, de 10,85 d'*abiétine*, sorte de résine insoluble non saponifiable, ni acide ni alcaline, très-fusible, très-soluble dans l'alcool, et facilement cristallisable, de 46,39 d'acide *abiétique*, et de 0,85 d'un extrait contenant de l'acide succinique. Perte 2,21.

Térébenthine de Bordeaux, fournie par le *pinus maritima.* Elle a une consistance grasse; exposée à l'air en couches minces, elle se dessèche au bout de vingt-quatre heures, tandis que si on la conserve dans un vase fermé, elle donne un dépôt résineux comme cristallin, au-dessus duquel nage un liquide consistant; l'alcool rectifié la dissout complétement; avec un trente-deuxième de magnésie, elle donne un produit cassant. Elle contient environ le quart de son poids d'*huile essentielle de térébenthine;* c'est en distillant la térébenthine de Bordeaux, sans eau, dans de grands alambics en cuivre, que l'on obtient cette huile; la résine reste dans la cucurbite; celle-ci contient de l'acide *pimarique* (voy. p. 366).

Térébenthine de Boston, fournie par le *pinus palustris* et par le *pinus tæda.* Elle est opaque et blanchâtre, coulante comme certains miels, sans ténacité, d'une odeur forte, analogue à celle de la térébenthine de Bordeaux, d'une saveur amère; chauffée avec de l'eau, elle fournit une essence.

Poix des Vosges, poix de Bourgogne, poix jaune, poix blanche, fournie par le *pinus abies* de L. Elle est incolore, demi-fluide, trouble, d'une odeur analogue à celle de la térébenthine du sapin; desséchée à l'air, elle prend çà et là une couleur lie de vin, et acquiert une odeur plus forte, ayant quelque ressemblance avec celle du castoréum. Si on la fait fondre dans l'eau, elle donne une poix opaque, d'une couleur fauve assez foncée, très-tenace, adhérant fortement à la peau, d'une odeur *balsamique* et d'une saveur douce parfumée. Elle est imparfaitement soluble dans l'alcool. On doit éviter de confondre avec elle une poix blanche faite avec du galipot du pin maritime et de la térébenthine de Bordeaux.

Baume du Canada, fourni par l'*abies balsamea.* Il est liquide, presque icolore, transparent, d'une odeur suave, d'une saveur âcre, un peu nère, se desséchant à l'air en prenant une couleur jaune dorée. Il peut re solidifié par un seizième de son poids de magnésie. L'alcool ne le ssout pas complétement. Le baume de *giléad,* dit aussi *baume de Judée baume de la Mecque,* confondu avec le baume du Canada, en diffère ar son odeur; il est fourni par le *balsamodendron opobalsamum* de famille des térébinthacées.

Encens de Russie. — Résine fournie par le *pin laricio.* Il est en larmes hériques assez volumineuses, rougeâtres à l'extérieur, blanchâtres à intérieur, complétement soluble dans l'alcool; sa poudre a la couleur e brique pilée.

Préparation. Toutes ces résines découlent spontanément des arbres ui les contiennent, ou s'obtiennent par incision; on les soumet à l'ac-on de la chaleur pour les débarrasser de l'huile qu'elles peuvent ren-rmer.

La térébenthine est fréquemment employée en médecine comme to-ique; on la donne, 1° en injection dans le traitement des gonorrhées yphilitiques anciennes, dans les flueurs blanches, les ulcérations des oies urinaires, etc. : on commence par la dissoudre dans un jaune œuf, puis on l'étend d'eau; 2° en lavement dans les coliques nerveu-s, les diarrhées et les dysenteries anciennes : on associe 4, 8 ou 12 rammes de térébenthine dissoute dans un jaune d'œuf, à 4 ou 8 gram-es de thériaque, que l'on mêle avec la quantité d'eau qui fait la base u lavement. La térébenthine a quelquefois été employée avec succès our corriger la fétidité de quelques sinus fistuleux, pour hâter la cica-risation de vieux ulcères, etc.

Autres produits résineux tirés des pins ou de la térébenthine. — Ces pro-uits sont le *galipot,* le *brai* sec ou la *colophone,* la *poix-résine,* la *colo-hone d'Amérique,* la *poix noire,* le *goudron,* le *brai gras,* et le *noir de umée.*

Galipot ou *barras.* Il est sous forme de croûtes à demi opaques, so-ides, d'un blanc jaunâtre, d'une odeur de térébenthine de pin, d'une aveur amère. Il est complétement soluble dans l'alcool. On le trouve esséché sur le tronc du pin de Bordeaux, dont on a déjà retiré la té-ébenthine; c'est en quelque sorte de la térébenthine qui ne s'est pas rouvée assez fluide pour venir jusqu'au pied de l'arbre.

Brai sec, arcanson ou *colophone,* ou *colophane.* On connaît deux sortes le colophane, celle que l'on obtient en faisant cuire dans une chaudière lécouverte le galipot préalablement fondu et purifié par la filtration et la

colophane de térébenthine, c'est-à-dire la résine qui reste dans la cucurbite de l'alambic, après qu'on en a extrait par le feu l'huile essentielle de térébenthine. Celle-ci est solide, d'un brun plus ou moins foncé, vitreuse et transparente quand elle est en lames minces, inodore, friable, cassante, très-soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles. Distillée elle donne, sur 1200 kilogrammes, 45 kilogrammes d'huile essentielle, 410 d'huile peu volatile, et 745 kilogrammes de goudron; c'est dans les produits de cette distillation que l'on trouve les quatre carbures d'hydrogène dont j'ai parlé à la p. 503, savoir le *rétinaphte*, le *rétyline*, le *rétinole* et la *métanaphtaline*. Distillée avec de la chaux, la colophane fournit du carbonate de chaux et deux liquides, la *résinone* bouillant à 78°, et la *résinéone*, dont le point d'ébullition est à 148°. La colophane contient deux acides, l'acide *sylvique* et l'acide *pinique* (voy. p. 366).

Poix résine. Elle est en masses jaunes, opaques et fragiles, à cassure vitreuse, et peu odorantes; pour l'obtenir on brasse fortement avec de l'eau le résidu de la distillation de la térébenthine.

Colophone d'Amérique. Elle est jaune, verdâtre et noirâtre vue par réflexion; quand on la pulvérise entre les doigts, elle dégage une odeur aromatique assez agréable.

Poix noire. Elle est d'un beau noir, lisse, cassante à froid, se ramollissant très-facilement par la chaleur des mains, et y adhérant très-fortement. Pour l'obtenir, on introduit dans les fours la matière résineuse qui reste sur les crasses des fils de paille, lorsqu'on purifie la térébenthine et le galipot; on y met le feu par la partie supérieure, afin de liquéfier la résine et de la faire descendre sur le sol du four, d'où elle se rend dans une cuve à moitié pleine d'eau, placée à une certaine distance: alors on la fait cuire dans une chaudière de fonte pour lui donner de la consistance et la noircir, et on la coule dans des moules de terre noire.

Goudron. Lorsque le pin ne peut plus fournir de térébenthine, on l'emploie à la préparation du goudron; pour cela on met le feu à des tas de petits morceaux de bois desséchés, placés dans un four dont la forme est un cône renversé, et dont le sol est carrelé; on ne tarde pas à voir la partie résineuse fluidifiée et en partie charbonnée, ou le *goudron* se porter vers la partie la plus déclive du sol, et de là dans un réservoir disposé à une certaine distance. Depuis quelques années, on substitue à la poix noire et au goudron la poix et le goudron qui proviennent de la distillation de la houille; c'est à tort que l'on agit ainsi, soit que l'on veuille préparer l'onguent basilicum ou l'eau de goudron.

Brai gras. On le prépare en faisant cuire, dans une chaudière en

onte, parties égales de brai sec ou *colophane*, de goudron et de poix oire. Si on emploie plus de brai sec, on obtient la *poix bâtarde*.

Noir de fumée. C'est la vapeur condensée des résidus de goudron et es écorces de pin décomposés par le feu. On l'emploie en peinture et our faire l'encre d'imprimerie, l'encre de Chine, etc.

DES BAUMES.

Les *baumes* sont des substances concrètes ou liquides, très-odorantes, mères, piquantes, et composées d'une résine et d'acide benzoïque, ou 'une résine et d'acide cinnamique, ou d'une résine et de ces deux cides (1). Soumis à l'action d'une chaleur douce, ils se décomposent; eux qui contiennent de l'acide benzoïque laissent dégager cet acide, ui se sublime sous forme de belles aiguilles; l'eau bouillante leur enve une portion du même acide; l'alcool, l'éther et les huiles volatiles, s dissolvent facilement. Traités par des alcalis, il sont décomposés à aide de la chaleur, et l'on obtient du benzoate ou du cinnamate sobles dans l'eau, et de la résine insoluble. Les acides forts les décomosent également.

Baume du Pérou (suc obtenu par des incisions faites au *myroxilum ruiferum,* arbre qui croît au Mexique, au Brésil et au Pérou). Il existe ns le commerce deux baumes du Pérou, l'un liquide, l'autre solide; dernier paraît être une altération du premier.

Baume du Pérou liquide. Il est d'un jaune pâle, et presque liquide; il unit ensuite, et prend la consistance d'une pâte; son odeur est suave, saveur est âcre et amère. Il contient, outre la résine, de l'acide *cinnamique,* de la *cinnaméine* et de la *métacinnaméine* (voy. p. 233); évidemment l'acide cinnamique provient de la décomposition de ces deux ubstances. Le baume du Pérou, que l'on désigne sous le nom de *baume oir,* est le produit de la décoction des branches du même arbre; sa uleur et sa consistance sont analogues à celles d'un sirop épais un eu brûlé; son odeur est très-agréable, et il a la même saveur que le récédent. Le baume du Pérou est souvent employé en médecine; on emploie dans les catarrhes chroniques du poumon et de la vessie, et ans les affections nerveuses et atoniques; on l'administre dans un

(1) La résine des baumes diffère, d'après M. Dulong d'Astafort, des résines rdinaires par plusieurs propriétés chimiques, et notamment parce qu'elle fourit, avec l'acide sulfurique concentré, une belle couleur rouge (voy. *Journ. de harm.*, janvier 1826).

jaune d'œuf ou en pilules, à la dose de 20 ou de 50 centigrammes par jour. Il fait partie de beaucoup de médicaments composés : on s'en sert pour exciter la surface des vieux ulcères et favoriser leur cicatrisation.

Le *liquidambar liquide* a beaucoup d'analogie avec le baume liquide du Pérou; il contient probablement de la cinnaméine; le *liquidambar* visqueux paraît identique avec le baume de Tolu.

Baume de Tolu, ou suc provenant des incisions faites à l'écorce du *myrospermum toluiferum*, arbre de la famille des légumineuses, qui croît près de Carthagène, dans la province de Tolu. Il est d'abord liquide, transparent, rougeâtre ou grisâtre; mais il ne tarde pas à sécher et à devenir cassant; il est doué d'une odeur très-suave; sa saveur est moins âcre et moins amère que celle du précédent. Lorsqu'on le soumet à la distillation sèche, on obtient de l'eau, de l'acide benzoïque, de l'acide cinnamique, du gaz oxyde de carbone, deux liquides huileux, dont l'un est identique avec l'éther benzoïque, et l'autre est du *benzoène;* il reste du charbon. En distillant 4 kilogrammes de baume de Tolu avec de l'eau, M. Deville a obtenu 8 grammes d'une essence qui paraît être un mélange de *cinnaméine* et de *tolène* (voy. p. 233 et 259). L'acide azotique, distillé avec ce baume, donne de l'huile essentielle d'amandes amères. Le baume du Tolu est formé d'acide cinnamique, de cinnaméine, de tolène, et de deux résines, l'une soluble dans l'alcool froid, l'autre peu soluble dans ce menstrue. C'est, parmi les baumes, celui que l'on emploie le plus souvent en médecine; on l'administre avec succès dans les affections catarrhales, dans la phthisie pulmonaire; tantôt on fait inspirer sa vapeur, tantôt on le donne à la dose de 30, 60 ou 90 centigrammes, dissous dans l'alcool, dans l'éther ou dans un sirop.

Benjoin. — Il est obtenu par incision de plusieurs arbres, notamment du *styrax benjoin* de Dryander; il nous vient de Sumatra, de Siam, de Java; on le trouve aussi à Santa-Fé, à Popayan, dans l'Amérique méridionale. Il existe deux espèces de benjoin, celui de Siam ou à odeur de vanille, et celui de Sumatra. Le premier est en grandes larmes plates, anguleuses, blanches, opaques, d'une odeur de vanille. Le benjoin de Sumatra est *amygdaloïde* ou *commun ;* l'*amygdaloïde* est en larmes blanches, opaques, empâtées dans une masse rougeâtre, d'une odeur d'amandes amères; le *commun* est en masses rougeâtres privées de larmes et contenant des débris d'écorces. Le benjoin a une saveur douce et balsamique; il est fragile, et présente une cassure vitreuse. Il est fusible; si on le chauffe davantage, il donne des cristaux d'acide benzoïque, de

l'acide phénique, de l'éther benzoïque, et plusieurs huiles; on pense généralement que cet éther existait dans le benjoin, et qu'il s'y était formé par l'action de l'acide benzoïque, contenu dans le benjoin, sur le sucre renfermé dans le suc du *styrax benzoin;* il y aurait eu là une sorte de fermentation. Le benjoin est entièrement soluble dans l'alcool, d'où il est précipité par l'eau et par les acides. Il est composé de plusieurs résines, d'acide benzoïque, d'une huile essentielle analogue à l'hydrure de benzoïle, et susceptible de fournir de l'acide benzoïque en s'oxydant, enfin de débris ligneux et d'impuretés. On a conseillé de l'employer dans les faiblesses du canal digestif, dans les fièvres dites ataxiques, adynamiques, éruptives, et même dans les fièvres intermittentes, dans les catarrhes rebelles, l'asthme humide, les toux chroniques lorsque l'irritation n'est pas très-vive, dans les affections rhumatismales, paralytiques, etc. On l'administre aux mêmes doses et sous les mêmes formes que les précédents. Il entre dans la composition du *baume du Commandeur,* dans celle des clous fumants, dans les pilules balsamiques de Morton, etc. On s'en sert comme cosmétique, et pour préparer l'acide benzoïque.

Storax calamite. On l'obtient par incision du *styrax officinale,* arbre qui croît dans le Levant, et, suivant quelques auteurs, en Italie. Le storax *blanc* ou *calamite* est en larmes blanches opaques, molles, d'une odeur forte et suave, d'une saveur d'abord douce, puis amère.

Storax amygdaloïde. Il est en masses sèches, cassantes; sa cassure offre des larmes amygdaloïdes d'un blanc jaunâtre, d'une odeur analogue à celle de la vanille, et d'une saveur douce.

Storax rouge brun. Il est mélangé de sciure de bois; sa couleur est rouge brune, sa saveur douce, son odeur agréable; il offre çà et là quelques larmes rougeâtres.

Storax liquide pur. Il a l'aspect d'une térébenthine jaune brunâtre; son odeur est analogue à celle de la vanille; il ressemble beaucoup au liquidambar mou d'Amérique.

Storax noir. Il a un éclat un peu gras; son odeur agréable ressemble à celle du vanillon; à la longue, il se recouvre de petits cristaux très-brillants; il est mêlé d'une assez grande quantité de sciure de bois.

Storax en pain. Il est d'un brun rougeâtre, d'une odeur analogue à celle du précédent, facile à diviser en une poudre grasse et grossière. Il jouit des propriétés médicinales des autres baumes, mais il n'est guère employé qu'à l'extérieur. On connaît encore le *storax rouge du commerce* et le storax de Bogota (voy. l'*Histoire naturelle des drogues simples,* par M. Guibourt, t. II, 4e édition).

Styrax liquide. Il est obtenu par la décoction des jeunes branches du *liquidambar orientale*, arbre qui croît en Arabie. Il a la consistance du miel; il est gris brunâtre, opaque, d'une odeur forte, d'une saveur aromatique; abandonné à lui-même, il fournit à sa surface de l'acide cinnamique sous forme d'une efflorescence. Il est peu soluble dans l'alcool froid, entièrement soluble dans l'alcool bouillant. Distillé, il fournit du *styrole* isomère avec le benzoène; le résidu de la distillation, traité par l'alcool bouillant, laisse déposer, par le refroidissement, de la *styracine* (Bonastre). On ne l'emploie qu'à l'extérieur, comme excitant des parties gangrenées, des vieux ulcères, etc. Il entre dans la composition de l'onguent et de l'emplâtre de styrax, et dans l'emplâtre mercuriel de Vigo.

Styracine, $H^{28}C^{60}O^{6}$. Elle est en écailles fines et légères, fusibles à 50°, presque insolubles dans l'eau, solubles dans 3 parties d'alcool bouillant, dans 22 parties d'alcool froid et dans 3 parties d'éther. Sous l'influence de l'acide azotique, elle se change en hydrure de benzoïle. Le chlore gazeux et sec la transforme en *chlorostyracine,* $H^{21}C^{60}Cl^{7}O^{6}$. Distillée avec de la chaux, elle donne une huile semblable à la benzine. En la traitant par une dissolution concentrée et bouillante de potasse, on obtient de l'acide cinnamique et du *styrone,* $H^{23}C^{42}O^{5}$, substance cristallisée en aiguilles déliées, satinées, d'une odeur de jacinthe, fusibles à 33°, laquelle, comme la *styracine,* fournit de l'huile d'amandes amères quand on la chauffe avec de l'acide sulfurique et du bioxyde de manganèse. En comparant la composition de l'acide cinnamique, de la styracine et du styrone, on voit que la styracine peut être représentée par de l'acide cinnamique, plus du styrone, moins 2 équivalents d'eau, ou bien par de l'acide cinnamique et par du styryloxyde, $H^{21}C^{42}O^{3}$.

Gomme d'olivier, ou suc concret des oliviers sauvages ou cultivés, qui croissent abondamment dans le royaume de Naples. Elle est improprement nommée *gomme;* car elle est composée, suivant J. Pelletier, de résine, d'*olivile,* et d'un peu d'acide benzoïque. M. Paoli, qui l'avait examinée d'abord, l'avait crue formée de beaucoup de résine, et d'une petite quantité d'extractif oxygéné. La gomme d'olivier est sous forme de larmes ou de masses translucides sur les bords, presque diaphanes dans les endroits où elle est plus pure, d'un brun rougeâtre, présentant çà et là des parties plus claires et moins transparentes; elle est fragile, et sa cassure offre un aspect gras, résineux, conchoïde; son poids spécifique est de 1,208. Mise sur un fer chaud, elle entre en fusion, bout, et exhale une odeur agréable de vanille. Les anciens l'employaient dans les maladies des yeux, de la peau, contre les douleurs

de dents, etc.; elle faisait partie des médicaments dont ils se servaient pour panser les plaies et les blessures.

DU CAOUTCHOUC (GOMME ÉLASTIQUE).

Le caoutchouc est le suc laiteux obtenu par incision de l'*hœvea caoutchouc,* du *jatropha elastica,* du *siphonia cahucha,* du *ficus indica,* de l'*artocarpus integrifolia,* arbres qui croissent dans les Indes occidentales et dans l'Amérique méridionale. Il est formé, d'après Faraday, de 32 parties de caoutchouc pur, de 2 de matière végétale azotée, de 7 d'une matière brune également azotée, de 3 d'une substance insoluble dans l'eau et dans l'alcool, et de 55 d'eau. Lorsqu'il a été desséché, il est solide, blanc, inodore, insipide, mou, flexible, très-élastique, tenace, et plus léger que l'eau; son poids spécifique est de 0,925; le caoutchouc du commerce est brunâtre, au lieu d'être blanc, parce que les Indiens le soumettent à l'action de la fumée; il est alors ordinairement sous forme de poires. Lorsqu'il a été coupé récemment, les surfaces fraîches, étant rapprochées, adhèrent fortement les unes aux autres; c'est par ce moyen que l'on prépare les tubes dont on se sert en chimie pour joindre les diverses pièces des appareils. Soumis à l'action de la chaleur, le caoutchouc se ramollit, et fond vers 120° en une sorte d'huile qui ne se dessèche qu'au bout d'un temps très-long, et dont on se sert avec avantage pour luter des bouchons et graisser des robinets, surtout s'il a été délayé dans une petite quantité d'huile grasse. Si on chauffe plus fortement dans un appareil distillatoire, on obtient des huiles dont le point d'ébullition varie, mais qui ont toutes une composition semblable à celle de la térébenthine. Ces produits, séparés par MM. Himly d'une part, et Bouchardat de l'autre, constituent la *caoutchine,* l'*hévéene* et le *caoutchène* (voy. *Carbures d'hydrogène,* p. 256).

Si, étant exposé à l'air, on le met en contact avec un corps en ignition, il absorbe l'oxygène, et brûle avec une flamme brillante et très-fuligineuse. Il ne s'altère point dans l'atmosphère; il est insoluble dans l'eau et dans l'alcool. L'eau bouillante le gonfle et le ramollit. L'éther sulfurique, privé d'eau et d'alcool, le dissout. Les alcalis ne le dissolvent pas, même à la température de l'ébullition; il devient seulement perlé sur ses bords. L'essence de térébenthine et quelques huiles essentielles le dissolvent. Le carbure hydrique, obtenu par la compression du gaz qui sert à l'éclairage, le dissout très-bien, d'après Faraday; il en est de même de l'huile obtenue en distillant ce carbure. Suivant Lacoma, le meilleur procédé pour dissoudre le caoutchouc consiste à le

fondre dans une terrine, à le mêler avec trois fois son poids d'huile de lin presque bouillante, à retirer aussitôt le mélange du feu, et à l'étendre, lorsqu'il est sensiblement refroidi, dans une quantité d'huile de térébenthine double de celle de l'huile de lin employée. Le chlore, l'acide sulfureux, l'acide chlorhydrique, l'acide fluosilicique et l'ammoniaque, sont sans action sur lui. L'acide sulfurique concentré ne le charbonne qu'au bout de quinze à vingt jours. L'acide azotique froid ne fait que le jaunir faiblement. On emploie le caoutchouc pour préparer les sondes et certains vernis, et pour effacer les traces du crayon. MM. Rattier et Guibal obtiennent avec le caoutchouc des fils très-fins, qui, étant recouverts d'autres matières textiles, telles que soie, laine, coton ou lin, sont convertis en tissus souples. La dissolution de ce corps dans une huile volatile étendue sur un tissu, sur lequel ensuite on colle une autre partie de la même étoffe ou d'une autre, constitue les tissus doubles imperméables avec lesquels on fait des vêtements. Il sert aussi à faire des souliers, des gants imperméables, etc.; il ne s'agit pour cela que de l'appliquer sur des moules avec un pinceau. Dissous dans l'huile essentielle de goudron et mêlé à la gomme-laque, il constitue la *glu marine*, que l'on emploie, à la température de 120°, pour la construction de mâts d'assemblage, pour réparer en mer les cassures faites dans la mâture, les vergues, etc.

Préparation. Après avoir fait une incision aux arbres qui peuvent fournir le caoutchouc (voy. p. 515), il en découle un suc laiteux, dont on applique une couche sur un moule terreux pyriforme; on le soumet à l'action de la fumée pour le dessécher, puis on applique une seconde couche, que l'on dessèche par le même moyen, et ainsi de suite : on brise le moule, et on en retire les fragments par un trou pratiqué exprès à la partie supérieure; on fait des dessins en creux sur les poires de caoutchouc obtenues par ce moyen, lorsqu'elles sont encore peu consistantes. On est parvenu depuis peu, en ramollissant les rognures de caoutchouc dans la vapeur d'eau, et en les comprimant fortement, à les réunir de manière à en former des plaques entières d'un très-grand diamètre.

Si l'on voulait avoir le caoutchouc plus pur, on mêlerait le suc avec quatre fois son poids d'eau, et on abandonnerait le mélange au repos pendant vingt-quatre heures; les globules de caoutchouc se rassembleraient à la surface sous forme de crème; celle-ci, agitée avec de l'eau tenant en dissolution un peu de chlorure de sodium et d'acide chlorhydrique, revient à la surface; si on la soumet à de nouveaux lavages, jusqu'à ce que l'eau ne dissolve plus rien, qu'on la comprime entre des

papiers et qu'on la dessèche dans le vide de la machine pneumatique, on aura le caoutchouc pur, formé de 87,2 de carbone et de 12,8 d'hydrogène.

Caoutchouc volcanisé. M. Hancock a donné ce nom à du caoutchouc pétri avec du soufre et exposé à une température de 9° c., ou bien à du caoutchouc dissous dans l'essence de térébenthine préalablement saturée de soufre; ainsi préparé, il conserve son élasticité à toutes les températures; il ne se laisse pas comprimer, même lorsqu'il reçoit le choc d'un boulet de canon; des ressorts de caoutchouc soufré ne se rompent jamais, même sous les secousses les plus violentes; on peut l'appliquer avec le plus grand avantage aux voitures des chemins de fer. D'après M. Parkes, de Birmingham, il suffit de plonger, pendant une ou deux minutes, des feuilles de caoutchouc dans un mélange de 40 parties de sulfure de carbone et d'une partie de chlorure de soufre, pour qu'elles soient suffisamment modifiées (*Journ. de pharm.,* mars 1850).

DU GUTTA PERCHA.

Le *gutta percha*, qui vient des Indes et surtout de la Chine, découle de l'*isonhandra gutta,* arbre de la famille des sapotées; elle contient des résines, de la caséine, un acide particulier, et un carbure d'hydrogène solide, comparable au caoutchouc pur, et formé de 87,8 de carbone et de 12,2 d'hydrogène. Il ressemble à des rognures de cuir ou à de la corne; il est d'un blanc grisâtre, dur et flexible; sa densité est de 0,979; il devient mou et élastique lorsqu'on le chauffe, et peut être pétri dans l'eau bouillante. Distillé, il fournit plusieurs huiles inflammables. Il brûle à l'air, comme le caoutchouc, avec une flamme brillante et fuligineuse. Il finit par se dissoudre dans l'éther et les huiles essentielles, tandis qu'il est insoluble dans l'eau, l'alcool, les liqueurs acides et alcalines. On emploie le *gutta percha* pour faire des manches de fouet, des cravaches, et pour fabriquer des courroies pour les transmissions de mouvement des machines. M. le Dr Philipps a fait fabriquer avec elle des sondes et des bougies qui offrent des avantages marqués sur celles que l'on prépare avec le caoutchouc. On peut aussi *volcaniser* le gutta percha (voy. *Caoutchouc*).

DES SUCS LAITEUX.

Je dois examiner dans cet article les sucs du pavot blanc (opium), du papayer, de l'arbre de lait, et des plantes qui fournissent des gommes-résines.

L'*opium* est le suc laiteux que l'on obtient, après la floraison, en faisant des incisions longitudinales aux capsules et aux tiges de pavot (*papaver album*), et que l'on fait épaissir. On cultive cette plante dans l'Inde et dans l'Orient. L'opium est formé, d'après les travaux de Sertuerner, de Robiquet, de Pelletier, etc., d'un grand nombre de substances, savoir : de morphine, de paramorphine ou de thébaïne, de pseudomorphine, de narcotine, de méconine, de narcéine, de codéine, de porphyroxine, de papavérine, d'acide méconique, d'un acide brun encore peu connu, d'un acide gras, analogue à l'acide oléique par ses propriétés, d'une résine particulière *azotée* insoluble dans l'éther, de caoutchouc, de gomme, de bassorine, de ligneux, de sulfate de chaux, de sulfate de potasse; quelquefois on y trouve aussi un peu de sable et des petits cailloux. Suivant M. Dupuy, la morphine, que l'on croit généralement exister dans l'opium à l'état de méconate, s'y trouverait, du moins en partie, à l'état de sulfate. Parmi ces matières, les neuf premières sont électro-positives, faisant fonction de base, quoique la morphine seule, et peut-être aussi la codéine, doivent être considérées comme des bases salifiables du premier ordre; l'acide méconique, l'acide brun, l'acide gras, et probablement aussi la résine, sont électro-négatifs, faisant fonction d'acide; enfin les autres substances sont indifférentes.

Mulder, en analysant un opium qui paraît être celui de Smyrne, ou celui de Constantinople, a fixé ainsi les proportions des matières qu'il contient : morphine, 10,842; narcotine, 6,808; codéine, 0,678; narcéine, 0,662; méconine, 0,804; acide méconique, 5,124; caoutchouc, 6,012; résine, 3,582; matière grasse, 2,166; matière extractive, 25,200; gomme, 1,042; mucilage, 19,086; eau, 9,846; perte, 2,148. On voit que, dans cette analyse, qui est loin d'être satisfaisante, on ne tient aucun compte de la thébaïne, de la pseudomorphine, des sulfates, etc.

L'opium est ordinairement sous forme de masses assez dures, d'un brun rougeâtre, d'une odeur vireuse particulière, et d'une saveur amère, chaude et nauséabonde; la chaleur de la main suffit pour le ramollir. Soumis à la distillation, il se comporte comme les substances azotées. Si on le chauffe avec le contact de l'air, il s'enflamme en absorbant l'oxygène de l'atmosphère. Si on le met pendant quelque temps avec de l'eau froide, il s'y dissout en partie; le liquide, convenablement évaporé, constitue l'extrait aqueux d'opium. La partie insoluble dans l'eau, traitée à plusieurs reprises pendant quelques minutes avec de l'alcool à 40° ou à 50° c., donne un liquide coloré en rouge. Le

vinaigre agit aussi sur l'opium à la température ordinaire; il en dissout la majeure partie, se colore en rouge ou en rouge brun, et acquiert des propriétés vénéneuses excessivement énergiques. L'opium est une substance que l'on emploie souvent en médecine. On s'accorde généralement à le regarder comme un des plus puissants narcotiques et calmants du système nerveux lorsqu'il est employé en petite quantité.

Empoisonnement. Administré à forte dose, l'opium exerce une action *particulière*, caractérisée à la fois par des symptômes qui annoncent le narcotisme et une vive excitation; les animaux soumis à son influence poussent des cris plaintifs; ils sont en proie à des mouvemeuts convulsifs assez forts; ils sont inquiets, et, si on les secoue pour les tirer de l'état d'assoupissement dans lequel ils paraissent plongés, ils sont réveillés sur-le-champ, s'agitent violemment, et font des efforts pour échapper au danger dont ils sont menacés. Les recherches médico-légales doivent avoir pour but d'extraire de l'opium, de son extrait et du laudanum de Rousseau ou de Sydenham, la morphine qu'ils renferment, en traitant chacune de ces matières par l'ammoniaque, après les avoir fait dissoudre dans l'eau, si déjà elles n'étaient pas liquides (voy. *Morphine*, p. 420). Il faut aussi chercher à reconnaître s'il existe ou non de l'acide *méconique* dans ces diverses matières (voy. *Acide méconique*). Les nombreuses expériences faites dans le but de combattre l'empoisonnement par l'opium m'ont conduit à admettre les conclusions suivantes: 1° on doit administrer une infusion de noix de galle, qui jouit de la propriété de décomposer l'opium, et de le rendre moins actif; 2° on doit favoriser l'expulsion du poison par les émétiques, les purgatifs dissous dans une petite quantité d'eau, ou par des lavements purgatifs; 3° on doit pratiquer une saignée au bras, ou mieux à la veine jugulaire; on doit faire prendre souvent et alternativement de petites doses d'eau vinaigrée, et d'une forte infusion de café. Si le vinaigre était administré avant l'expulsion de l'opium, il serait plus nuisible qu'utile: en effet, il dissoudrait la partie active du poison, en favoriserait l'absorption, et déterminerait les accidents les plus graves (voy. ma *Médecine légale* et ma *Toxicologie générale*, 4e édition).

L'opium est administré dans la dernière période de la pleurésie, de l'entérite, de l'inflammation de la vessie, etc.; dans les phlegmasies de la peau avec sécheresse de cet organe; dans la petite vérole confluente, surtout lorsqu'elle est prête à suppurer, qu'il y a de la douleur, de la fièvre, etc.; dans la rougeole; dans la fièvre lente nerveuse, accompagnée de symptômes d'excitation; dans les fièvres intermittentes entretenues par un état spasmodique, surtout lorsque le frisson est long et

fort; dans plusieurs maladies chroniques, avec douleur, irritation, etc.; dans une multitude d'affections nerveuses, spasmodiques, telles que l'épilepsie, l'hystérie, le tétanos, etc. On l'administre en pilules, en substance, en extrait, dissous dans du vin, dans du vinaigre, en sirop, etc.; on commence par en donner 2, 3 ou 5 centigrammes, et on augmente progressivement la dose.

Opium indigène.—On a obtenu de l'opium dans divers pays de l'Europe, et notamment en France, en agissant sur le pavot blanc, et l'on en a retiré de la morphine; celui qui a été préparé aux environs de Provins (Seine-et-Marne) a fourni 18 à 20 p. 100 de cet alcali, c'est-à-dire autant que le meilleur opium de Smyrne. Celui d'Eyrès (Landes) a donné à M. Caventou plus de 14 p. 100 de morphine; mais Pelletier n'y a pas trouvé de narcotine. M. Aubergier a retiré 17,83 de morphine d'un opium de première récolte obtenu avec un *pàvot blanc* à graine noire.

Suc de papayer (carica papaya). — Le suc de ce végétal, qui croît à l'Ile de France et au Pérou, a été analysé par Vauquelin et par Cadet de Gassicourt: il contient de l'eau, une petite quantité de graisse, et de l'albumine, ou du moins une matière azotée qui, comme celle-ci, est soluble dans l'eau après avoir été desséchée au soleil, et qui fournit une dissolution coagulable par la chaleur, par les acides, etc. Le suc de papayer est employé, dans l'Ile de France, contre les lombrics; on le donne aux enfants, à la dose de 6 grammes, sous forme d'émulsion, préparée avec une cuillerée de miel et quatre ou cinq d'eau bouillante. Il est caustique et très-énergique.

Suc laiteux de l'arbre de la vache et de l'hura crepitans. — Il existe dans les montagnes qui dominent Periquito (à l'ouest de Caracas), un arbre connu sous le nom de *palo de leche* ou *arbol de vaca*, qui donne abondamment un suc laiteux employé par les habitants aux mêmes usages que le lait des animaux. Il résulte des expériences faites par MM. Boussingault et Mariano de Rivero, que ce liquide est formé de cire, de fibrine, d'un peu de sucre, d'un sel magnésien qui n'est pas un acétate, d'eau, d'acide silicique, de chaux, de phosphate de chaux et de magnésie; il ne renferme ni caséum ni caoutchouc. Le suc de l'*hura crepitans* (tithymaloïde) contient du gluten, une huile essentielle vésicante, un principe âcre cristallisable et alcalin, du malate acide de potasse, de l'azotate de potasse, du malate de chaux, et de l'osmazome.

Suc laiteux de la laitue officinale (lactuca capitata, famille des synanthérées, tribu des chicoracées).—Ce suc, obtenu par des incisions transversales faites à la tige, connu sous le nom de *latucarium*, est

desséché, et débité dans le commerce sous forme de pains orbiculaires aplatis, d'une couleur terne, recouverts souvent de mannite, d'une odeur fortement vireuse, et d'une saveur très-amère. Il contient, d'après M. Aubergier, une matière cristallisable, de la mannite, de l'asparagine, un acide libre, une matière colorante brune, une résine mélangée de cérine et de myricine, de l'albumine et de la gomme, de l'azotate de potasse et du chlorure de potassium, des phosphates de chaux et de magnésie; quelques chimistes y ont signalé aussi une certaine quantité de caoutchouc. Tout porte à croire que l'extrait de laitue connu sous le nom de *thridace* a une composition analogue. On prépare cet extrait avec l'eau distillée de laitue, et le suc de l'écorce de la tige. Le lactucarium et la *thridace* sont employés comme calmants.

Gommes-résines. — On doit considérer ces produits comme des sucs laiteux, renfermés dans les vaisseaux propres des végétaux, obtenus par l'incision faite aux tiges, aux branches et aux racines, qui ont été desséchées par l'action de l'air, et qui sont composés d'un plus ou moins grand nombre de principes immédiats.

Toutes les gommes-résines sont plus pesantes que l'eau; la plupart sont opaques, très-fragiles, douées d'une saveur âcre et d'une odeur forte; leur couleur est très-variable; elles sont en partie solubles dans l'alcool et dans l'eau; le *solutum* alcoolique est décomposé par le dernier de ces liquides, qui s'empare de l'alcool et précipite la résine sous forme d'une matière blanche, laiteuse, très-divisée. Les gommes-résines se dissolvent aussi, à l'aide de la chaleur, dans les eaux de potasse et de soude (Hatchett). L'acide sulfurique les dissout, les transforme d'abord en charbon, puis en tannin artificiel. Elles ont été, en général, peu étudiées.

Asa fœtida (suc épaissi de la racine du *ferula asa fœtida,* de la famille des ombellifères, plante de Perse). — Elle est formée, suivant Pelletier, de 65 parties d'une résine particulière, à laquelle Johnston assigne pour formule $H^{26}C^{40}O^{10}$, de 3,60 d'huile volatile, de 19,44 de gomme, de 11,66 de bassorine, de 0,30 de malate acide de potasse. L'asa fœtida est sous forme de masses roussâtres, mêlées de larmes blanchâtres, friables, douées d'une saveur âcre, piquante, amère, et d'une odeur alliacée très-forte, qui a valu à cette substance le nom de *stercus diaboli;* elle se ramollit facilement par la chaleur; son poids spécifique est 1,327. Distillée avec de l'eau, elle donne une huile volatile sulfurée (voy. p. 247). On administre l'asa fœtida en médecine comme un excellent antispasmodique, dans l'hystérie, l'épilepsie, les convulsions, l'hypochondrie, les coliques nerveuses, l'asthme, les ho-

quels et les vomissements spasmodiques; comme emménagogue, dans le cas où la suppression des règles tient à un relâchement général, surtout s'il y a chlorose, cachexie, etc.; comme excitant du système lymphatique, dans les empâtements abdominaux; comme anthelminthique à l'intérieur; comme antiseptique dans la gangrène, les ulcères anciens et rebelles, etc. On la donne en alcoolat, à la dose de 12, 20 ou 30 gouttes, ou en substance, à la dose de 1 à 2 grammes; on peut aussi la faire prendre dans de l'ammoniaque liquide, sous le nom d'*esprit ammoniacal fétide;* on l'associe assez souvent à des tisanes antispasmodiques, anthelminthiques, emménagogues, etc., suivant l'indication que l'on veut remplir; on l'applique aussi quelquefois à l'extérieur, sous forme d'emplâtre, après l'avoir dissoute dans du vinaigre.

Gomme ammoniaque (sucre épaissi du *dorema ammoniacum* de Don, de la famille des ombellifères). — Elle est composée, suivant M. Braconnot, de 18,4 parties de gomme, de 70 de résine, $H^{24}C^{40}O^{8}$, de 4,4 de matière glutineuse, et de 6 parties d'eau. Elle est solide en masses ou en larmes, d'un jaune pâle, roussâtre en dehors, offrant dans son intérieur des morceaux de la grosseur d'une amande, plus blancs et plus purs; sa saveur est un peu amère et nauséabonde, son odeur alliacée et désagréable. On doit la regarder comme un médicament stimulant; on l'a administrée avec succès dans les catarrhes chroniques, les toux humides, les pneumonies dites fausses, la suppression des règles occasionnée par une faiblesse générale, dans l'empâtement de certains viscères, etc.; on l'applique aussi quelquefois avec avantage sur les tumeurs indolentes. On en fait prendre à l'intérieur 20 à 30 centigrammes, dose que l'on réitère deux ou trois fois dans la journée; quelquefois aussi on en donne 1 gramme 30 centigrammes. Elle entre dans l'emplâtre de diachylon gommé, dans celui de ciguë, et dans les pilules de Bontius.

Euphorbe (suc de l'*euphorbia canariensis* ou de l'*euphorbia antiquorum,* famille des euphorbiacées). — Il est composé, d'après Pelletier, de 60,80 parties de résine (celle-ci est formée de résine et d'une sous-résine cristalline), de 12,20 de malate de chaux, de 1,80 de malate de potasse, de 14,40 de cire, de 2 de bassorine et de ligneux, de 8 d'huile et d'eau (perte, 0,80). Johnston a retiré de l'euphorbe une résine qui a pour formule $H^{81}O^{40}O^{6}$. La résine d'euphorbe est brunâtre et excessivement âcre. L'euphorbe est sous forme de larmes irrégulières, roussâtres en dehors et blanches en dedans, inodores, friables, d'une saveur âcre, caustique; sa poudre irrite fortement l'organe de l'odorat. Il doit être regardé comme un des poisons les plus âcres; il détermine une

vive inflammation des tissus sur lesquels on l'applique, et ne tarde pas à occasionner la mort; il paraît cependant que son administration comme purgatif hydragogue a été suivie de succès dans quelques hydropisies; on l'a employé aussi dans la paralysie, dans l'amaurose, dans la léthargie, etc. On le donne en lavement, à la dose de 30 à 40 centigrammes, délayé dans un jaune d'œuf et mis dans l'huile; ou bien on le fait prendre à l'intérieur, en pilules ou en bols, à la dose de 10 à 20 centigrammes, mêlé avec des substances inertes; on l'a aussi employé comme sternutatoire : cependant la plupart des médecins ont renoncé à faire usage d'un médicament aussi dangereux, et qui peut être si facilement remplacé.

M. John a trouvé dans le suc de l'*euphorbia cyparissias* 77 parties d'eau, 13,80 de résine, 2,75 de gomme, autant d'extractif, 1,57 d'albumine, 2,83 de caoutchouc, et une certaine quantité d'huile grasse, d'acide tartrique, de carbonate, de sulfate et de phosphate de chaux.

Galbanum (suc de la racine du *galbanum officinale* de Don, arbrisseau de la famille des ombellifères qui croît en Afrique et en Asie). —Il est formé, d'après Pelletier, de 66,86 de résine, de 19,28 de gomme, de 7,52 de bois et de corps étrangers, d'un peu de malate acide de chaux, et d'une huile volatile (perte, 6,34). Il est tenace, blanchâtre quand il est récent, jaune fauve lorsqu'il est vieux, et marbré de taches blanches brillantes; il est sous forme de grains ou de masses demi-transparentes ou opaques, d'une odeur camphrée, et d'une saveur âcre, chaude et amère. D'après Johnston, la résine de galbanum, $H^{22}C^{40}O^{7}$, distillée, donne une huile d'un beau bleu d'indigo. Le galbanum a été employé pour dissiper les flatuosités, calmer les douleurs des intestins, et certaines névroses; on s'en est servi dans l'asthme et dans la toux opiniâtre. On l'applique ordinairement à l'extérieur, sous forme de liniment, d'emplâtre, de fumigations, etc.; on en donne quelquefois 30, 60 ou 90 centigrammes à l'intérieur, suspendu dans un jaune d'œuf.

Gomme-gutte (suc épaissi de l'*hebradendron cambogioïdes,* arbre de la famille des guttifères).— Elle est formée, suivant M. Braconnot, de 20 parties de gomme qui, d'après Buchner, aurait la même composition que l'amidon, et de 80 parties de résine, $H^{35}C^{60}O^{12}$, d'un rouge-hyacinthe fournissant une poussière d'un très-beau jaune, acide, donnant avec les alcalis des composés rouges précipitables par le chlorure de sodium. Christison a trouvé dans la gomme-gutte de Ceylan 68,8 de résine jaune, obtenue par l'éther, et desséchée, 20,7 d'arabine, 6,8 de ligneux, et 4,6 d'eau. Quoi qu'il en soit, la gomme-gutte est en masses opaques, fragiles, d'une cassure vitreuse, d'un jaune brun à l'extérieur,

et d'un jaune rougeâtre à l'intérieur; sa poudre est d'un très-beau jaune; sa saveur, d'abord presque nulle, est âcre et amère; elle n'a point d'odeur; elle agit comme caustique, détermine l'inflammation des tissus sur lesquels on l'applique, et ne tarde pas à occasionner la mort. On l'emploie en médecine comme purgatif: 1° dans l'hydropisie; elle est un des ingrédients principaux des pilules hydragogues de Bontius et des pilules purgatives d'Helvétius; 2° dans les fièvres intermittentes, 3° dans l'asthme, 4° pour expulser le tænia. On l'administre à la dose de 10, 20 ou 30 centigrammes, et même quelquefois au delà; on la donne dans un acide végétal, mêlée avec quelque poudre inerte ou avec quelque autre substance purgative. On en fait usage en peinture.

Myrrhe. — Elle est fournie par le *balsamodendron myrrha*, arbre de la famille des térébinthacées qui croît en Arabie et en Abyssinie. Elle est formée, d'après Brandes, de 54,38 de gomme soluble, de 9,32 de gomme insoluble, de 22,24 de résine molle, de 5,56 de résine sèche, de 2,60 d'huile volatile, de 1,36 de sels à base de potasse et de chaux, et de 1,60 d'impuretés (perte, 2,94). L'huile volatile a reçu le nom de *myrrhol*, $H^3C^{44}O^4$; elle est épaisse, d'un jaune vineux, d'une odeur pénétrante, plus légère que l'eau. La résine (*myrrhine*) fond à 94°, et donne de l'acide *myrrhique*, $H^{32}C^{48}O^8$, quand on la chauffe à 168°. La *myrrhe* est sous forme de larmes ou de grains fragiles, d'un jaune rougeâtre, légèrement transparents lorsqu'ils sont purs, mais souvent opaques; leur cassure est vitreuse, leur odeur agréable, et leur saveur amère, aromatique et légèrement âcre; leur poids spécifique est de 1,360. Soumise à la distillation, elle donne une huile essentielle particulière. On la regarde comme tonique, stomachique et carminative; on l'administre en poudre, à la dose de 60 ou de 75 centigrammes, ou de 1 gramme, pour faire cesser les flueurs blanches, les pâles couleurs, etc.; quelquefois on fait prendre, comme cordiale, 20 ou 30 gouttes de son alcoolat. Elle entre dans la thériaque, la confection de safran composée, le baume de Fioraventi, l'élixir de Garus, etc.

Bdellium (suc épaissi du *balsamodendron africanum*, arbre qui croît au Sénégal). — Il est en larmes arrondies, d'un gris jaunâtre ou rougeâtre, demi-transparent, d'une cassure à la fois terne et brillante, d'une odeur faible et d'une saveur amère. Il contient 59 de résine, 9,2 de gomme soluble, 30,6 de bassorine, 1,2 d'huile volatile et perte (Pelletier).

Oliban (encens des anciens, suc du *juniperus lycia*, arbre de l'Arabie et de quelques contrées d'Afrique). — Suivant M. Braconnot, il est formé de résine et de gomme. Des travaux ultérieurs ont prouvé qu'il renferme deux résines: l'une acide, très-abondante, $H^{64}C^{40}O^6$, accom-

agnée d'une huile essentielle, et l'autre semblable à la colophane, et laquelle Johnston donne pour formule $H^{64}C^{40}O^4$. L'oliban est en masses plus ou moins volumineuses, demi-transparentes, sèches, fraîles, d'un blanc jaunâtre, couvertes extérieurement d'une poussière blanche farineuse, douées d'une saveur âcre, aromatique, et qui répandent une odeur agréable lorsqu'on les met sur les charbons ardents. On l'emploie comme parfum.

Opoponax (suc épaissi de la racine de l'*opopanax chironium,* plante du Levant, de la famille des ombellifères). — Suivant Pelletier, il est composé de 42 parties de résine, de 33,40 de gomme, de 9,80 de ligneux, de 4,20 d'amidon, de 2,80 d'acide malique, de 1,60 de matière extractive, de 0,30 de cire, de quelques traces de caoutchouc, et d'une petite quantité d'huile volatile (perte, 5,90). Il est en morceaux d'un jaune rougeâtre à l'extérieur, blanchâtre à l'intérieur, d'une odeur forte et désagréable, d'une saveur âcre et amère; son poids spécifique est de 1,622. Plusieurs médecins le regardent comme étant plus emménagogue et plus antispasmodique que la gomme ammoniaque, mais moins tonique.

Scammonée d'Alep (suc épaissi de la racine du *convolvulus scammonia,* qui croît en Syrie). — M. Clamor-Marquart, ayant analysé plusieurs scammonées du commerce, a trouvé dans celle qui est noirâtre, dite *belle* ou supérieure, 78,5 de résine, 1,5 de cire, 3,5 de matière extractive, 2 de sels, 2 de gomme avec sels, 1,5 d'amidon, 1,25 de téguments d'amidon, de bassorine et de gluten, 3,5 d'albumine et de fibrine, 2,75 d'alumine, d'oxyde de fer, de carbonate de chaux et de magnésie, et 3,50 de sable. Elle est cendrée, fragile, transparente dans la cassure, d'une odeur particulière, nauséabonde, et d'une saveur âcre et amère; son poids spécifique est de 1,235. La scammonée d'Alep est employée comme un purgatif fort dans les apoplexies séreuses, dans les maladies de la peau rebelles, etc.; on la donne depuis 40 centigrammes jusqu'à 2 grammes, en poudre, en bol ou en pilules, ou bien on la mêle avec du sucre, avec un sel neutre, etc., et on l'étend dans une émulsion. On peut aussi faire prendre, pour remplir les mêmes indications, 10, 20, 30 ou 40 centigrammes de résine de scammonée. On ne se sert jamais de la scammonée de Smyrne, qui est beaucoup trop forte.

Aloès succotrin (suc des feuilles de l'*aloe perfoliata,* plante qui croît aux Indes orientales, à Soccotora, aux Barbades, etc.).—Il est formé, suivant Peretti, de résinates de potasse et de chaux (matière savonneuse de Tromsdorff), d'acide gallique, et de trois substances colo-

rantes, l'une d'un jaune vif, l'autre d'un jaune brun, et la troisième d'un rouge brillant. Il est d'un rouge brun jaunâtre, il est demi-transparent et fragile; sa saveur est très-amère, son odeur nauséabonde; sa poudre est d'un très-beau jaune; il se dissout presque entièrement dans l'eau et dans l'alcool faible. — *Aloès hépatique,* ou suc épaissi retiré, par l'incision, des feuilles du même végétal. Il est composé, suivant Tromsdorff, de 81,25 de principes savonneux, de 6,25 de résine, de 12,5 d'albumine, et d'un atome d'acide gallique. Il a une couleur semblable à celle du foie; il est plus rouge et plus fragile que le précédent; il n'est pas transparent; il a une odeur plus désagréable et une saveur plus amère que l'aloès succotrin. — *Aloès caballin,* ou suc retiré, par expression, des feuilles du même végétal. Il est très-impur, et renferme les débris de la plante que l'on a broyée pour en obtenir le suc; il ne sert que dans la médecine vétérinaire.

M. Robiquet fils a extrait de l'aloès l'*aloétine,* $H^{14}C^{6}O^{10}$ (voy. p. 114).

Lorsqu'on traite ces divers aloès par l'acide azotique, il se forme une série de produits dont la composition dépend de la concentration de l'acide et de la durée de l'action; parmi eux on remarque les acides *chrysammique, chrysolépique, aloétique* et *aloérétinique.*

Le chlore transforme l'aloès en *chloraloïle,* $C^{3}ClO^{3}$, blanc et cristallin.

L'aloès succotrin est employé souvent comme purgatif hydragogue; on donne son extrait aqueux à la dose de 20 à 50 centigrammes; comme tonique: il fait partie des pilules gourmandes, de la plupart des élixirs toniques et stomachiques; comme amer et anthelminthique; comme emménagogue et antihémorrhoïdal, dans le cas où la suppression de ces évacuations tient à des maladies de langueur, à une faiblesse, etc.: il faut alors l'administrer en teinture. On s'en sert aussi dans la jaunisse avec faiblesse générale; il fait partie des pilules savonneuses. On en fait quelquefois usage à l'extérieur sous forme d'emplâtre, de teinture, etc.; on introduit aussi dans l'anus du coton qui en est imbibé, pour tuer des vers. On obtient des couleurs remarquables par leur beauté et leur solidité, en agissant sur la soie et sur la laine, avec le produit acide fourni par l'aloès traité par l'acide azotique.

Acide chrysammique, $H^{2}C^{15}Az^{2}O^{12}, HO$. — Il est en paillettes jaune d'or, solubles dans l'alcool et l'éther. Chauffé, il fait explosion. Il fournit avec l'ammoniaque des aiguilles d'un vert foncé. L'acide sulfurique le transforme en un corps cristallin qui a la composition de l'acide chrysammique anhydre.

Acide chrysolépique. — Il paraît isomère avec l'acide *carbazotique* (voy. p. 279).

DES VERNIS.

On désigne sous le nom de *vernis* toute dissolution susceptible de rester brillante quand elle a été desséchée, et d'adhérer intimement à la surface des corps sur lesquels on l'applique, sans s'écailler. Les dissolvants qui entrent dans la composition des vernis sont l'alcool vinique et méthylique, l'éther, l'acétone, les huiles d'œillette, de lin, de térébenthine et de romarin. Les matières que l'on fait dissoudre sont la résine copal, le succin, le mastic, la sandaraque, la laque, l'élémi, la colophane, le sangdragon, l'arcanson, la résine animée, le benjoin, le camphre, le caoutchouc, la gomme-gutte, l'aloès, le safran, etc. Les vernis sont divisés en *liquides* et *gras ;* ces derniers ont pour véhicule les huiles d'œillette ou de lin.

Vernis liquides, dont le véhicule est l'alcool, l'éther ou certaines huiles essentielles. Les vernis à l'alcool sont moins solides que les vernis à l'essence de térébenthine, parce que celle-ci s'oxyde au contact de l'air, et forme une couche comme résineuse qui augmente la fixité des résines.

Vernis à l'alcool. Pour préparer le vernis que l'on applique sur les boîtes, les cartons, les écrins, etc., on laisse, pendant une heure ou deux, dans l'eau bouillante, un matras contenant 32 parties d'alcool concentré, 4 parties de verre pilé grossièrement, 6 parties de mastic pur, et 3 parties de sandaraque finement pulvérisée, que l'on agite de temps en temps avec un tube de verre; on y verse 3 parties de térébenthine de Venise, très-claire, et on continue à chauffer le mélange pendant une demi-heure; au bout de vingt-quatre heures, on décante la liqueur, et on la filtre à travers du coton. Suivant Tingry, à qui j'ai emprunté ces détails, le verre dont on se sert augmente le volume du produit, et facilite l'action de l'alcool; il s'oppose, en outre, à ce que les résines adhèrent au matras et se colorent.

Vernis siccatif pour meubles. Alcool, 1,000 p.; copal tendre, 90; sandaraque, 100 ; mastic, 90; térébenthine, 75; verre pilé, 100.

Vernis à l'essence. Ils ne diffèrent des précédents qu'en ce qu'ils contiennent de l'huile essentielle de térébenthine, au lieu d'alcool ; on les prépare par le même procédé, et on en fait usage pour vernir les tableaux, etc. Voici la composition de celui que l'on emploie de préférence : mastic pur en poudre, 360 p.; térébenthine, 45; camphre, 15; verre pilé, 150; essence de térébenthine, 1100.

Vernis gras. On applique ces vernis sur les voitures de luxe, les

lampes, le bois, le fer, le cuivre, etc. On les prépare en faisant fondre à une douce chaleur, dans un matras, 16 parties de résine copal, et en y versant 8 parties d'huile de lin ou d'œillet lithargirée et bouillante; on agite le mélange, et lorsque la température est à 60° ou 80°, on y ajoute 16 parties d'huile essentielle de térébenthine; on le passe de suite à travers un linge, et on le garde dans une bouteille dont l'ouverture est assez large; il ne tarde pas à s'éclaircir. (*Art de faire et d'appliquer les vernis,* par Tingry, p. 135.)

DES SUCS MUCILAGINEUX.

Ces sucs sont la gomme arabique, la gomme du Sénégal, la gomme de Bassora, la gomme adragante, la gomme du cerisier, et celles de l'abricotier, du prunier, du pêcher, de l'amandier, le mucilage de graine de lin, etc.

Gomme arabique. — La gomme arabique découle naturellement de plusieurs espèces d'acacias, dont les principales sont l'*acacia arabica, Adansonii, seyal, verek, gummifera, decurrens,* arbres de la famille des légumineuses qui croissent en Afrique, et surtout en Arabie ou au Sénégal, ou bien dans l'Inde et dans la Nouvelle-Hollande. — Elle est composée de 79,4 d'arabine, de 17,6 d'eau, d'un peu de chlorophylle, d'une matière analogue à la cire, d'acétate de potasse, de malate *acide* de chaux, de quelques traces d'une matière azotée, et de substances fixes au feu.

Elle est sous forme de petites masses jaunâtres, rougeâtres ou brunes, transparentes, concaves d'un côté, convexes de l'autre, fragiles, et par conséquent faciles à réduire en poudre; humectée, elle rougit le papier de tournesol; quelquefois elle a une saveur acide; sa densité est de 1,355; elle est assez soluble dans l'eau, et forme avec ce liquide un mucilage qui n'est pas, à beaucoup près, aussi épais que celui que donne la gomme adragante: la dissolution aqueuse, quoique filtrée, est toujours un peu louche, à cause d'une petite quantité de matière insoluble qui a traversé le filtre, à la faveur de l'arabine. L'alcool bouillant ne dissout que le malate acide de chaux, des chlorures de calcium et de potassium, l'acétate de potasse, de la chlorophylle, et une matière analogue à la cire. Les alcalis agissent sur elle comme sur le sucre.

L'acide sulfurique concentré, loin de la charbonner, la colore à peine; il la décompose et la transforme en une masse mucilagineuse, semblable à celle que fournit le ligneux traité par le même acide.

La gomme arabique diffère encore de la gomme adragante, en ce

qu'elle donne moins de charbon lorsqu'on la décompose par le feu, et en ce qu'elle fournit moins d'acide mucique quand elle est traitée par l'acide azotique. On l'emploie pour donner du lustre aux étoffes et du brillant à certaines couleurs; elle sert à la préparation des pastilles; enfin on en fait un grand usage en médecine, à raison de ses propriétés adoucissantes, expectorantes, etc. : on l'administre avec succès dans les catarrhes pulmonaires, les diarrhées, les dysenteries, et les maladies des voies urinaires, dans les empoisonnements par les substances âcres et corrosives, etc.; on en fait dissoudre 4 ou 6 grammes dans un litre d'eau que l'on fait bouillir.

Gomme du Sénégal. — On la trouve dans deux espèces d'arbres qui bordent le fleuve Sénégal, et que les naturels appellent *uerech* et *nebueb.* Elle est composée comme la gomme arabique, dont elle diffère cependant par plusieurs propriétés. Elle est en morceaux qui sont quelquefois de la grosseur du poing, ayant une forme ovoïde, souvent creux; sa densité, plus grande que celle de la gomme arabique, est de 1,65 environ; lorsqu'on l'a séchée à 37°, 100 parties d'eau distillée à 15° en dissolvent 72; 108 parties à la température de l'ébullition en peuvent dissoudre 96 parties; elle est donc un peu moins soluble que la gomme arabique, et le *solutum* qu'elle fournit est plus dense; il empèse aussi avantage le linge que ne le fait la dissolution de gomme arabique; il est susceptible de former une sorte de gélatine, et il est plus sensible aux sels de fer que celui de gomme arabique. L'alcool et les acides sulfurique et azotique agissent sur elle comme sur la gomme arabique. 100 parties, chauffées avec 500 parties d'acide azotique, donnent 16,70 d'acide mucique et de l'acide oxalique (voy. Guérin, *Ann. de chim.,* mars 1832, et Héberger, *Journ. de pharm.,* juillet 1830).

Gomme de Bassora.—La gomme de Bassora se trouve en petite quantité dans la gomme du Sénégal; elle existe aussi dans l'*asa fœtida,* le *bdellium*, l'*euphorbe*, le *sagapenum*, le *nostoc*, etc. Suivant M. Caventou, elle constitue presque la totalité du *salep.* M. Desvaux pense que la gomme de Bassora est le produit d'un cactus. Elle est solide, d'un blanc légèrement jaunâtre, en morceaux d'une grosseur moyenne; les uns offrent des cavités, les autres sont aplatis et sillonnés; d'autres présentent des excroissances; elle est inodore et d'un poids spécifique de 1,359.

Composition. Elle est formée d'arabine (11,20 pour 100), de bassorine (61,31 pour 100), d'eau (21,89), de chlorophylle, d'une matière analogue à la cire, de malate acide de chaux, d'acétate de potasse, et de matières fixes au feu. Soumise à la distillation, elle fournit de l'eau, de l'huile, de l'acide acétique, du gaz acide carbonique, du carbure d'hydrogène gazeux,

et du charbon contenant de la chaux et de l'oxyde de fer. L'eau, quelle que soit sa température, la gonfle considérablement et dissout l'arabine: 100 parties à 20° c. en dissolvent 17,28 parties, et à 100° c., 22,98. L'alcool bouillant dissout la chlorophylle, une matière analogue à la cire, de l'acétate de potasse, du chlorure de calcium, et du malate acide de chaux.

Gomme adragante. — On trouve la gomme adragante dans l'*astragalus tragacantha*, qui croît dans l'île de Crète et dans les îles environnantes. Elle est sous forme de petites masses blanches, opaques, semblables à de petits rubans entortillés; elle ne se réduit bien en poudre qu'autant que l'on a fait chauffer le mortier, phénomène qui dépend de ce qu'elle est légèrement ductile; sa densité est de 1,384.

Composition. Cent parties sont formées de 11,10 d'eau, de 2,50 de cendres, de 53,30 d'arabine, et de 33,10 de bassorine et d'amidon insoluble. Les cendres contiennent les mêmes substances que celles des autres gommes. Vue au microscope, la gomme adragante renferme des globules de diverses formes, les uns arrondis, les autres oblongs; les premiers ressemblent, pour la forme et le volume, à ceux de l'amidon de pommes de terre, dont ils ne diffèrent qu'en ce que la partie intérieure de ces derniers est de l'amidon soluble, tandis que celle des globules de gomme adragante est de l'arabine. Elle fournit plus de charbon à la distillation que la gomme arabique, et plus d'acide mucique lorsqu'on la traite par l'acide azotique. Mise dans l'eau, elle s'y gonfle beaucoup et donne un mucilage fort épais; une partie de gomme adragante et 100 parties d'eau froide forment un liquide aussi consistant que celui que l'on obtient avec une partie de gomme arabique et 4 parties du même liquide; une partie de gomme adragante et 360 parties d'eau donnent encore un liquide mucilagineux. Lorsqu'on fait bouillir la gomme adragante avec de l'eau de manière à l'amener à l'état d'empois, si l'on verse quelques gouttes d'une dissolution alcoolique d'iode, la partie touchée devient d'un bleu très-foncé d'abord, et il se manifeste des phénomènes analogues à ceux que fait naître l'amidon : c'est à la partie de la gomme adragante insoluble dans l'eau bouillante qu'il faut rapporter la propriété d'être colorée en bleu par l'iode.

La gomme adragante partage les propriétés médicales de la gomme arabique; mais son mucilage est tellement épais, qu'on ne l'emploie guère qu'à la préparation des loochs.

Gommes du cerisier, de l'abricotier, du prunier, du pêcher et de l'amandier.—Gomme du cerisier.—*Composition.* Eau, 12; cendres, 1; arabine, 52,10; cérasine, 34,90.

Gomme de l'abricotier. — *Composition.* Eau, 6,82; cendres, 3,33; arabine et cérasine, 89,85.

Gomme du prunier. — *Composition.* Eau, 15,15; cendres, 2,62; arabine et cérasine, 82,23.

Gomme du pêcher. — *Composition.* Eau, 14,21; cendres, 3,19; arabine et cérasine, 82,60.

Gomme de l'amandier. — *Composition.* Eau, 13,79; cendres, 2,97; arabine et cérasine, 83,24.

Je ne décrirai pas ces gommes, parce qu'elles offrent peu d'intérêt; je renverrai au mémoire intéressant de M. Guérin, qui s'en est occupé avec soin (voy. *Ann. de chim.*, année 1832).

Du mucilage de graine de lin mondée.—Le mucilage obtenu en traitant la graine de lin par l'eau chaude diffère entièrement de celui des gommes que je viens d'examiner; si on l'observe au microscope, on verra qu'il n'est formé que d'un réseau très-extensible, qui entoure chaque graine, et qui est susceptible d'absorber une énorme quantité d'eau, absolument comme la membrane qui entoure le frai de grenouille. Desséché au bain-marie, il est sous forme de plaques rousses, cassantes, facile à pulvériser, d'une odeur analogue à celle de l'osmazome, craquant sous la dent. Il rougit le tournesol; il épaissit beaucoup l'eau, dans laquelle il se gonfle considérablement; il est insoluble dans l'alcool, incristallisable, et ne précipite ni par la noix de galle, ni par le chlore : il ne se colore pas en bleu par l'iode, à moins qu'il ne soit mélangé de farine de quelques céréales. L'eau ne le dissout qu'en partie. On l'emploie en médecine comme émollient.

Préparation. On l'obtient en traitant la graine de lin par l'eau à 50° ou 60°, et en desséchant la dissolution au bain-marie.

Les semences de coings donnent un mucilage analogue, qui est employé par les coiffeurs pour faire tenir les cheveux.

DES MATIÈRES ASTRINGENTES QUI DOIVENT LEUR ASTRINGENCE A L'ACIDE TANNIQUE (TANNIN).

Les matières astringentes dont je parlerai ici sont la noix de galle, le cachou, et la gomme kino; j'exposerai aussi les faits qui se rattachent à l'histoire du *tannin artificiel.*

Noix de galle. — La noix de galle est une excroissance arrondie, de la grosseur d'une forte balle de plomb, tuberculeuse, ligneuse, d'un gris noirâtre, creuse, et souvent percée d'un petit trou : elle est produite par la piqûre que fait le cinips de la galle (*cynips gallæ tincto-*

riæ d'Ollio, insecte hyménoptère) aux feuilles du chêne *à la galle* (*quercus infectoria,* de la famille des cupulifères), sur lesquelles il dépose ses œufs. La plus estimée est celle d'Alep, qui vient du Levant; celle de nos contrées est lisse, spongieuse, et ne mûrit point. Suivant M. Guibourt, 100 parties de noix de galle contiennent 65 parties d'acide tannique, 2 d'acide gallique, 2 d'acide ellagique, et *lutéo*gallique, 0,7 de chlorophylle et d'huile volatile, 2,5 de matière extractive brune, 2,5 de gomme, 2 d'amidon, 10,5 de ligneux, 1,3 de sucre liquide, d'albumine, de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, de gallate de potasse et de chaux, d'oxalate et de phosphate de chaux, et 11,5 d'eau (voy. t. XIII de la *Revue scientifique ;* voy. aussi *Acide tannique*, pour les propriétés du tannin et de la noix de galle, p. 357).

Cachou ou *terre du Japon.* — On a désigné sous ce nom un produit astringent provenant d'arbres fort différents qui croissent dans l'Inde, et dont les principaux sont l'*areca* et l'*acacia catechu* de la famille des légumineuses. On l'obtient, en général, en faisant bouillir dans l'eau les copeaux provenant de la partie interne du tronc. Il est sous forme de gâteaux solides, compactes, fragiles, d'une cassure mate, inodores, doués d'une saveur astringente et douceâtre. Suivant Davy, le cachou de Bombay, d'une couleur peu foncée, est composé, sur 200 parties, de 109 de tannin, de 68 d'extractif, de 13 de mucilage, et de 10 de matière insoluble, formée de sable et de chaux. Le cachou du Bengale, d'une couleur chocolat, renferme, suivant ce chimiste, 97 parties de tannin, 75 d'extractif, 16 de mucilage, et 14 de chaux et d'alumine. Il serait important de pouvoir comparer les propriétés du tannin de cachou à celles de l'acide tannique (tannin de la noix de galle), pour savoir si ces deux corps sont les mêmes ; mais ce tannin n'a pas encore été obtenu à l'état de pureté.

Gomme kino ou *résine de Botany-Bay.* — Ce produit, qui ne devrait porter ni le nom de gomme ni celui de résine, est fourni par le *nauclea gambir* de Hunter, par diverses espèces d'*eucalyptus,* principalement par le *resinifera* de Botany-Bay, et suivant quelques naturalistes, par le *coccoloba resinifera ;* il vient principalement de la Jamaïque. Il est sous forme de masses dures, opaques, très-fragiles, dont la cassure est brillante; il est d'un rouge noir, mais il devient d'un rouge brun lorsqu'on le réduit en poudre; sa saveur est styptique et douceâtre; on le ramollit aisément en le tenant pendant quelque temps dans la main. Suivant Vauquelin, il est presque entièrement formé de tannin; il renferme aussi un peu d'extractif.

Du tannin artificiel. — En traitant le charbon de terre, l'indigo, les

résines, etc., par l'acide azotique, ou bien le camphre et les résines par l'acide sulfurique, on obtient, entre autres produits, une substance à laquelle on a donné le nom de *tannin artificiel,* et qui est toujours composé d'une portion de l'acide employé et de charbon, ou d'une matière charbonneuse provenant de la substance végétale décomposée. Ses propriétés physiques, et presque toutes ses propriétés chimiques, sont les mêmes que celle du tannin naturel. Le tannin artificiel résultant de l'action de l'acide azotique diffère seulement de celui qui est naturel, en ce qu'il n'est pas décomposé par cet acide, et en ce qu'il fournit à la distillation du gaz bioxyde d'azote.

Usages des divers produits qui contiennent du tannin. — On n'emploie jamais le tannin à l'état de pureté; mais on se sert souvent du tan, de la noix de galle, du cachou, du kino, etc. — *Tan.* J'ai déjà dit que la poudre d'écorce de chêne était employée pour tanner les peaux. — *Noix de galle.* On se sert de son infusion alcoolique, aqueuse ou éthérée, comme réactif, pour distinguer les unes des autres certaines dissolutions métalliques; on fait usage de sa décoction dans la préparation de l'encre, qui est essentiellement formée de tannate de sesquioxyde de fer. On l'administre, en médecine, comme astringent, dans les hémorrhagies passives, dans les dévoiements chroniques, les flueurs blanches, les maladies venteuses, etc.; on la donne ordinairement en poudre, depuis 60 centigr. jusqu'à 3 grammes. Sa décoction doit être regardée comme le contre-poison de l'émétique et de l'opium : en effet, elle décompose rapidement ce sel, et le transforme en un produit qui n'a que fort peu d'action sur l'économie animale; on peut également faire usage de ce *décoctum* pour conserver les matières animales. — *Cachou.* Le cachou est un excellent astringent que l'on administre à l'intérieur dans les mêmes circonstances que la noix de galle; il est également utile dans les catarrhes chroniques, la phthisie avec expectoration très-abondante, etc. ; on le donne depuis 2 jusqu'à 8 grammes par jour, en poudre et en décoction; et, dans ce dernier cas, on l'associe souvent à la décoction de riz ou de grande consoude : quelquefois aussi on en fait prendre 2 grammes dans une tasse de chocolat. — *Gomme kino.* Cette matière jouit de propriétés astringentes très-énergiques, et doit être administrée dans tous les cas dont je viens de parler; on l'a encore employée avec succès dans les fièvres intermittentes, surtout en l'associant au quinquina; sa dose est depuis 60 centigrammes jusqu'à 1 gramme; sa dissolution alcoolique se donne par gouttes. — *Tannin artificiel.* On ne fait aucun usage de cette matière.

Encre.—L'encre *ordinaire,* dont je vais indiquer la préparation, doit

être regardée comme un composé de tannate de sesquioxyde de fer et d'un peu de tannate de bioxyde de cuivre; elle contient en outre de la gomme, que l'on peut considérer comme y étant à l'état de simple mélange, et qui sert à lui donner de la consistance et du brillant, et à empêcher que le tannate de sesquioxyde de fer ne se précipite. Le chlore décompose l'encre en enlevant l'hydrogène de l'acide tannique; l'encre est détruite et on ne saurait la faire reparaître en ajoutant un alcali. L'acide oxalique la décolore en s'emparant de l'oxyde de fer; aussi l'encre reparaît-elle dès que l'on sature l'acide oxalique par un alcali.

Préparation. On fait bouillir pendant deux heures 500 grammes de copeaux de bois de Campêche, 1 kilogramme de noix de galle concassée, et 38 kilogrammes d'eau; on remplace celle-ci à mesure qu'elle s'évapore; on mêle 6 mesures de ce *décoctum* avec 4 mesures d'eau saturée de gomme arabique, et on y ajoute 3 ou 4 mesures d'une dissolution de sulfate de protoxyde de fer, dans laquelle on a mis du sulfate de cuivre dans la proportion de $1/_{13}$ de la noix de galle employée; aussitôt que le mélange est fait, on l'agite, et il devient noir (Chaptal).

Encre indélébile. — On l'obtient en dissolvant l'encre de Chine dans l'acide chlorhydrique amené à $1^o,5$ ou à 1°, si on doit employer du papier très-fin et peu collé. Cette encre résiste aux réactifs les plus puissants, et ne disparaît point par un lavage à l'eau prolongé avec une éponge. On prépare encore une variété d'encre *parfaitement* indélébile, en délayant l'encre de Chine dans de l'acétate de manganèse avec excès d'acide. L'écriture, dans ce cas, a besoin d'être exposée à la vapeur de l'ammoniaque liquide. (Rapport fait à l'Institut par d'Arcet en 1831.) M. Dumoulin prépare une encre indélébile avec un savon composé de soude, de résine et de cire, et avec de la résine-laque, de la colle de poisson, du chlorure de sodium, et du charbon de vigne, du charbon animal, du charbon de sucre, et un peu d'indigo. (Voy. *Journ. de chim. méd.*, juillet 1833.)

M. Braconnot a fait connaître une *encre* que l'on peut employer avec avantage pour écrire sur le zinc lorsqu'on veut étiqueter des plantes dans un jardin botanique. On la prépare avec une partie de vert-de-gris, une partie de sel ammoniac, une demi-partie de noir de fumée pulvérisée, et deux parties d'eau; on l'agite de temps en temps au moment de s'en servir (*Annales de chimie*, mars 1834).

Encre de la Chine. — On l'obtient avec du noir de fumée *léger*, une colle préparée (gélatine bouillie, précipitée par la noix de galle, et le précipité redissous par l'ammoniaque), et du musc ou un autre aromate.

DES SUCS SUCRÉS.

Suc de la canne (*saccharum officinale*). — Ce suc renferme de l'eau, de l'acide lactique, du sucre cristallisable, du sucre incristallisable, et une très-petite quantité de matière verte, de gomme, de ferment, d'albumine, de matières salines et de parties fibreuses qui y sont tenues en suspension. La canne de la Martinique contient 72,1 d'eau, 18 de sucre, et autres matières solubles, et 9,9 de ligneux; tandis que celle de Cuba renferme, d'après M. Casaseca, 77,8 d'eau, 16,2 de sucre et autres matières solubles, et 6 de ligneux. On emploie le suc de la canne à l'extraction du sucre.

Suc de betteraves, voy. p. 49.

Miel. — Le miel de bonne qualité est entièrement formé de trois sucres différents et d'un principe aromatique : tel est le miel de Mahon, du mont Hymette, du mont Ida, et de Cuba; il est liquide, blanc et transparent. Le miel de seconde qualité contient, en outre, de la cire et de l'acide; il est blanc et grenu, comme, par exemple, celui de Narbonne et du Gâtinais (1). Enfin le miel de qualité inférieure, comme celui de Bretagne, qui est d'un rouge brun, et dont la saveur est âcre et l'odeur désagréable, renferme encore du couvain, substance blanche, granuleuse, fusible, soluble dans quatre parties d'eau froide, soluble dans l'alcool, communiquant au miel des propriétés laxatives, et le rendant susceptible d'éprouver la fermentation spiritueuse lorsqu'il est étendu d'eau, pourvu que la température soit à 15° ou à 18 c. : il se forme alors une liqueur alcoolique sucrée, connue sous le nom d'*hydromel* (2).

M. Soubeiran, en étudiant récemment le miel de bonne qualité, a vu qu'il contient : 1° du sucre en grains, semblable au glucose; 2° du sucre liquide qui se rapproche par un grand nombre de caractères du sucre *interverti* par les acides, mais qui s'en distingue en ce qu'il ne se transforme jamais en sucre en grains, et parce qu'il possède un pouvoir

---

(1) Si, après avoir délayé ce miel dans un peu d'alcool, on le presse fortement dans un sac de toile serrée, celui-ci retiendra le miel cristallisable, tandis que le sucre liquide dissous par l'alcool passera à travers les pores, et pourra être obtenu par la simple évaporation du liquide.

(2) M. Guibourt a analysé du miel qui contenait de la *mannite*; il croit que la nature et le nombre des principes sucrés qui entrent dans la composition du miel peuvent varier suivant les sources végétales où les abeilles vont le puiser.

rotatoire vers la gauche, presque double de celui du sucre interverti; 3° du sucre qui se distingue du sucre en grains, en ce qu'il est intervertible par les acides, et du sucre liquide, en ce qu'il exerce la rotation vers la droite; sa proportion, qui est assez forte dans le miel liquide des ruches, diminue avec le temps; il arrive même qu'il disparaît entièrement dans le miel (*Journ. de pharm.*, octobre 1849).

On n'est pas d'accord sur l'existence du miel dans les plantes : quelques naturalistes pensent que le suc sucré et visqueux recueilli par les abeilles dans les nectaires et sur les feuilles de quelques végétaux a besoin d'être élaboré par l'animal pour être converti en miel, tandis que d'autres embrassent l'opinion contraire.

Le miel est employé avec succès à la préparation d'un très-bon sirop connu sous le nom de *sirop de miel*. Pour l'obtenir, on fait bouillir dans une bassine, pendant deux minutes, 3 kilogrammes 128 grammes de miel, 48 grammes de craie (carbonate de chaux), et 416 grammes d'eau; on y ajoute 160 grammes de charbon pulvérisé, lavé et séché, et 224 gr. d'eau dans laquelle on a délayé deux blancs d'œufs; on agite le mélange, que l'on continue à faire bouillir pendant deux minutes; on retire la bassine du feu, et au bout de sept à huit minutes, on passe le sirop à travers la chausse. On peut ensuite traiter le résidu par l'eau chaude, que l'on fait évaporer pour avoir un sirop de seconde qualité.

Le miel doit être regardé comme relâchant et émollient; associé à des boissons adoucissantes, il est employé dans les catarrhes pulmonaires: on l'administre dans certains cas de constipations longues; on fait usage de l'*hydromel* comme rafraîchissant et antiputride; on l'emploie encore pour édulcorer le colchique, la scille, etc. L'*oxymel*, regardé comme résolutif et expectorant, et dont on se sert dans les fièvres dites bileuses, au commencement des fièvres putrides, etc., n'est autre chose que du miel uni au vinaigre.

Préparation. On enlève avec un couteau les lames de cire qui forment les alvéoles des *gâteaux;* on place ceux-ci sur des claies d'osier et on les soumet à une douce chaleur; le *miel vierge* s'écoule bientôt goutte à goutte; lorsqu'ils n'en fournissent plus, on les brise, on les laisse égoutter de nouveau, et on élève un peu plus la température; on sépare le rouget et le couvain qu'ils renferment, et on les soumet à une pression graduée : par ce moyen, tout le miel finit par s'écouler. S'il est limpide, on ne lui fait subir aucune espèce de purification; mais s'il est trouble, on le laisse reposer pendant quelque temps, on l'écume et on le décante.

DE LA MANNE.

La *manne* est le suc concret des *fraxinus ornus* et *rotundifolia*, de la famille des jasminées, qui croissent en Calabre. On distingue trois variétés de manne : 1° la manne en larmes la plus pure est obtenue au moyen de petites branchettes que l'on introduit dans l'arbre; elle est solide, incolore, légère, douée d'une saveur sucrée; elle est sous forme de stalactites, dont la surface est brillante et comme cristalline; 2° la manne en sorte, qui coule naturellement de l'arbre, peut être regardée comme l'intermédiaire entre la manne en larmes et la suivante; 3° la manne grasse, la moins estimée, est recueillie en faisant des incisions très-profondes à l'arbre; elle est en fragments bruns, moins pesants, d'une odeur et d'une saveur nauséabondes, liés entre eux par un suc glutineux. Plusieurs autres arbres, surtout les mélèzes, fournissent aussi les trois variétés de manne dont je parle.

D'après M. Thénard, la manne en larmes est composée de beaucoup de mannite, d'une certaine quantité d'un principe muqueux dont on peut démontrer l'existence en versant du sous-acétate de plomb dans sa décoction aqueuse, d'une matière analogue au sucre, et probablement d'un autre principe auquel elle doit son odeur et sa saveur. La manne en larmes est légèrement acide et se dissout dans l'eau; le *solutum*, abandonné à lui-même à la température de 15°, donne une certaine quantité d'acide acétique; si on ajoute à ce *solutum* un peu de levûre de bière, on obtient une assez grande quantité d'esprit-de-vin. L'alcool bouillant dissout très-bien la manne en larmes; mais, par le refroidissement, toute la mannite se précipite. A la température ordinaire, l'alcool dissout la matière sucrée et de la mannite. La manne en larmes abonde en mannite; le contraire a lieu dans la manne grasse; la manne en sorte tient le milieu, sous ce rapport, entre ces deux variétés.

La manne doit être regardée comme un purgatif doux que l'on donne à la dose de 30 à 100 grammes, principalement à la fin des maladies inflammatoires, dans les suppurations internes, etc.; on l'associe souvent à d'autres purgatifs, tels que le séné, le sulfate de soude, etc.; elle est moins nauséabonde quand on la délaie dans l'eau froide, que lorsqu'on la fait dissoudre dans l'eau chaude. La marmelade de Tronchin se fait avec parties égales de manne, de casse cuite et d'huile d'amandes douces. La manne est encore employée avec succès pour faciliter l'expectoration.

DE QUELQUES AUTRES PRODUITS IMMÉDIATS FOURNIS PAR LES VÉGÉTAUX.

DU GLUTEN.

Le gluten a été découvert par Beccaria. Il existe dans le froment, le seigle, l'orge, et dans beaucoup d'autres graines céréales; suivant Proust, on le trouve aussi dans les glands, les châtaignes, les marrons d'Inde, les pois, les fèves, les pommes, les coings, les baies de sureau et de raisin, dans la rue, les feuilles de choux, le sédum, la ciguë, la bourrache, etc. On peut le considérer comme formé de *glutine*, de *caséine végétale*, et de *fibrine animale* (voy. ces mots).

Le gluten est mou, d'un blanc grisâtre, très-visqueux, collant, insipide, et doué d'une odeur spermatique; il est très-élastique, et susceptible d'être étendu en lames minces; en général, il donne des signes d'acidité à raison des acides acétique et phosphorique avec lesquels il est combiné; plusieurs de ces propriétés physiques sont dues à l'humidité qu'il renferme; car si on le fait dessécher, il devient d'un brun foncé, fragile, très-dur et demi-transparent : sa cassure est alors vitreuse.

Soumis à la distillation, il se décompose, se comporte comme les matières azotées, et laisse un charbon très-volumineux et très-brillant. Exposé à l'air sec, il brunit, se recouvre d'une couche huileuse, et finit par devenir très-dur; si l'air est humide, il se gonfle, se putréfie, répand une odeur fétide, sa surface se recouvre de byssus, et il acquiert l'odeur du fromage; il se dégage du gaz hydrogène et de l'acide carbonique, et il se forme de l'acétate d'ammoniaque. Il ne se dissout point dans l'*eau* froide; mis dans ce liquide bouillant, il perd sa ténacité et son élasticité. Laissé pendant longtemps avec de l'eau à la température ordinaire, il commence par se réduire en une bouillie dont on peut se servir pour coller la porcelaine et toute espèce de poterie; bientôt après il se pourrit et se transforme en une matière d'un gris noirâtre, il y a production de gaz acide carbonique et de gaz hydrogène; 500 grammes de gluten fournissent environ 400 centimètres cubes de ce mélange gazeux. Il se forme bientôt après du vinaigre, de l'acide carbonique, de l'ammoniaque, qui se combine avec ces divers acides, un peu de gomme, et de l'acide sulfhydrique.

Il est en partie soluble dans l'alcool bouillant, qui dissout la *glutine* et la *caséine*, et laisse la fibrine: par le refroidissement, la caséine se

épose. Lorsqu'on triture avec un peu d'alcool du gluten altéré par l'eau ; semblable à de la glu, on obtient une espèce de mucilage, qui, étant élayé dans l'eau, donne un liquide glutineux que l'on peut étendre ır le bois, le papier, etc., et qui, suivant Cadet, peut remplacer les ıeilleurs vernis; mêlé avec de la chaux, ce liquide glutineux forme n lut que l'on peut appliquer comme celui qu'on prépare avec la chaux : le blanc d'œuf (albumine).

Les acides végétaux, surtout l'acide acétique concentré, l'acide chlorydrique et l'acide phosphorique, dissolvent le gluten à l'aide de la haleur; les dissolutions sont presque toujours troubles, mais permaentes, et peuvent être précipitées par les alcalis, qui saturent les acides. 'acide chlorhydrique commence par y former un coagulum blanc; si n en ajoute davantage, il se dissout, et se colore successivement en urpurin, en violet et en bleu. L'acide sulfurique concentré lui comnunique une couleur pourpre, puis le charbonne. L'acide azotique agit ır lui comme sur les matières azotées.

Chauffé avec un mélange d'acide sulfurique, d'eau et de bioxyde de nanganèse, il fournit de l'*aldéhyde acétique*, de l'acide formique, de acide acétique, de l'acide métacétique, de l'acide butyrique, de l'aide valérique, de l'acide benzoïque, de l'huile d'amandes amères, de acide cyanhydrique, et du *valéronitrile* : or, ces produits sont, à peu e chose près, les mêmes que ceux que donnent la caséine, la fibrine et albumine animales; ce qui, joint à d'autres considérations, a amené I. Keller à conclure que le gluten est une substance albuminoïde. Les lcalis faibles le dissolvent à l'aide de la chaleur; le *solutum* est troule, et décomposable par les acides; si les alcalis sont concentrés, ils écomposent le gluten, et le transforment en un produit comme saonneux. L'*infusum* de noix de galle précipite ces dissolutions en brun ıunâtre.

Le gluten exerce sur la fécule une action remarquable, dont on doit es détails à M. Kirchoff. Si on verse 4 parties d'eau froide sur 1 partie le fécule de pommes de terre, et qu'après avoir agité le mélange on joute 20 parties d'eau bouillante, on obtient un empois épais; si on nêle à cet empois encore chaud 1 partie de *gluten* pulvérisé, et qu'on 'expose, pendant huit ou dix heures, à la température de 60° à 70°, le nélange devient *acide* et *sucré;* si, après l'avoir filtré, on le fait évapoer, on obtient un sirop *sucré,* en partie soluble dans l'alcool, et susceptible de donner de l'esprit-de-vin quand on le mêle avec du levain acide; la dissolution alcoolique de ce sirop fournit du *sucre* sous forme de cristaux blancs très-petits lorsqu'on la fait évaporer. Théodore de

Saussure a prouvé depuis qu'il se produit encore, dans cette expérience, une matière gommeuse, et qu'en traitant par l'eau le résultat de cette action, on obtient un liquide dans lequel la décoction de noix de galle fait naître un précipité abondant de matière glutineuse : ce caractère, joint à celui qui se tire de la présence de l'acide qui se développe lorsqu'on fait agir le gluten sur l'empois, ne permet pas de confondre cette altération avec celle qui a lieu lorsque l'empois est abandonné à lui-même (voy. p. 75). Tout porte à croire que les résultats obtenus avec le gluten et la fécule dépendent de la réaction qu'exerce sur celle-ci la petite quantité de diastase que retient toujours le gluten, et dont il est si difficile de le débarrasser.

Lorsqu'on fait dissoudre 4 grammes de *sucre* candi dans 80 grammes d'eau bouillie sur du gluten et filtrée, on voit, en abandonnant le mélange à lui-même, qu'il se dégage un gaz composé de 2 volumes d'hydrogène et de moins d'un volume d'acide carbonique, et qu'il se forme de la *gomme,* aux dépens d'*une portion* de sucre qui se décompose ; on peut s'assurer que la quantité de gomme formée est plus considérable que celle du sucre décomposé, ce qui annonce que le sucre a fixé une certaine proportion des éléments de l'eau qui se trouvent ainsi absorbés (Desfosses, *Journ. de pharm.,* novembre 1829).

Le gluten peut être employé pour faire des vernis d'après la méthode de Cadet, et pour coller les fragments de poteries ; la farine lui doit la propriété de faire pâte avec l'eau, de lever, et par conséquent de faire le bon pain. M. Taddei le regarde comme le meilleur contre-poison des sels de mercure ; guidé par les succès que j'avais obtenus de l'albumine dans l'empoisonnement par le sublimé corrosif, M. Taddei imagina de remplacer cette substance animale par le gluten. Voici comment il propose de l'employer : on fait une pâte liquide en triturant dans un mortier 5 ou 6 parties de gluten frais avec 10 parties de dissolution de savon à base de potasse ou de savon dur ; lorsqu'on n'aperçoit plus le gluten, on expose l'émulsion à la chaleur de l'étuve sur des assiettes ; quand elle est sèche, on la détache, on la réduit en poudre, et on l'enferme dans des carafes en verre ; lorsqu'on veut s'en servir, on la jette dans une tasse contenant de l'eau à la température ordinaire, on la remue avec une cuiller, et on en fait avaler. Je ne pense pas, malgré les éloges donnés au gluten par M. Taddei, qu'il doive être préféré à l'albumine dans cette circonstance (voy. *Albumine*).

Préparation. On forme, avec la farine de froment et de l'eau, une pâte que l'on malaxe sous un filet d'eau ; ce liquide entraîne la fécule, et dissout l'albumine, le sucre, etc., qui entrent dans la composition

e la farine, et qui étaient logés dans les interstices du gluten; au bout e quelques minutes, celui-ci reste entre les mains; il est pur quand il e trouble plus l'eau dans laquelle on le met.

DU FERMENT.

Le ferment est un végétal microscopique, désigné ainsi parce qu'il ovoque la fermentation; il se développe spontanément dans les or-anes des plantes, ou se forme lorsqu'on fait pourrir à l'air des sub-ances albuminoïdes, telles que la fibrine, l'albumine ou la caséine, ı bien il se dépose quand différents fruits éprouvent la fermenta-on vineuse; dans ce dernier cas, le ferment existait-il tout formé dans s fruits, ou n'est-il que le résultat d'une transformation particulière? uoiqu'il en soit, il est sous forme de petits corps de forme ovoïde, igmentant successivement de grosseur, et dont le diamètre varie e $\frac{1}{100}$ à $\frac{1}{400}$ de millimètre; chacun de ces ovoïdes se compose d'une iveloppe solide et d'un liquide. De tous les ferments, celui qui est le ieux connu est la levûre de bière.

Levûre de bière. — Les globules dont elle est composée sont de vrais *ycodermes*, désignés par M. Desmazières sous le nom de *mycodermia revisiæ*. Elle est sous forme d'une pâte d'un blanc grisâtre, ferme, agile, douée d'une odeur particulière tirant sur l'aigre, d'une saveur nère, et rougissant la teinture de tournesol. Elle est formée de car-one 50,6, d'hydrogène 7,3, d'azote 15, d'oxygène 27,1, de traces e soufre et de phosphore, et de cendres; sa composition est donc ana-gue à celle des substances albumineuses. Soumise à la distillation, le se comporte comme les matières azotées, et fournit un produit am-oniacal; si on ne la chauffe qu'au degré convenable pour la dessé-ner, elle perd une très-grande quantité d'eau, devient dure, fragile, imputrescible. Si on la fait bouillir pendant dix minutes avec de au, elle ne jouit plus de la propriété de faire fermenter, mais elle acquiert de nouveau au bout de quelques jours (Thénard). Si on la aite par l'eau froide, les eaux de lavage n'agissent pas sur le sucre; ndis que la matière indissoute excite énergiquement la fermentation e ce corps; en évaporant ces eaux de lavage, on obtient un résidu une brun, odorant, savonneux, et légèrement déliquescent. Mise en ontact avec du gaz oxygène à la température de 15° à 20°, elle se putré-e, cède du carbone et probablement un peu d'hydrogène, et, au bout e quelques heures, le gaz oxygène se trouve presque entièrement trans-rmé en gaz acide carbonique; il se dégage, en outre, une quantité

notable de ce gaz, provenant en entier de la propre substance de la levûre et de l'ammoniaque; il est probable qu'il se forme aussi un peu d'eau. Abandonnée à elle-même dans des vaisseaux fermés et à la même température, elle se putréfie aussi au bout de quelques jours. Triturée avec quatre ou cinq fois son poids de sucre et 20 ou 25 parties d'eau, et soumise à la température de 15° à 20°, elle ne tarde pas à développer la fermentation spiritueuse, dont les principaux produits sont l'esprit-de-vin et l'acide carbonique. Cent parties de sucre qui fermentent ne détruisent que 2 parties de levûre supposée sèche, et il y a ceci de remarquable, qu'elle n'agit pas en cédant quelques-uns de ses éléments; son action paraît être le résultat de la force catalytique (voy. p. 9 du t. I[er]). Les acides minéraux, plusieurs acides organiques, l'alcool concentré, les alcalis minéraux, l'oxyde de mercure, la strychnine, la quinine, l'huile essentielle de térébenthine, la créosote, l'acétate et le sulfate de cuivre, le bichlorure de mercure, etc., paralysent en quelque sorte l'action fermentescible de la levûre; tandis que les acides acétique et tartrique, en très-petites proportions, activent la fermentation.

Si on abandonne à lui-même un mélange de 4 parties de sucre candi dissous dans 80 parties d'eau, que l'on a préalablement fait bouillir sur du ferment bien purifié, on remarque la même transformation gommeuse que j'ai indiquée à l'occasion du gluten (voy. p. 540), et il se dégage aussi du gaz hydrogène et de l'acide carbonique (Desfosses).

La levûre de bière est insoluble dans l'alcool.

On fait usage du ferment dans certains pays pour faire lever le pain.

Préparation. On sépare la levûre de bière de la masse écumeuse qui se produit pendant la fermentation de l'orge germée; on la lave à plusieurs reprises; ainsi purifiée, elle ne contient pas d'amidon, et ne se colore pas par l'iode.

DE LA SÉVE.

La séve remplit, dans les organes des végétaux, des fonctions analogues à celles du sang chez les animaux; c'est elle qui transporte dans l'organisme végétal les diverses substances qui sont élaborées, modifiées ou excrétées. Il ne sera donc pas étonnant de lui voir une composition souvent fort complexe.

Séve de l'orme (*ulmus campestris*). — Cette séve, recueillie à la fin d'avril, était d'un rouge fauve; sa saveur était sucrée et mucilagineuse; elle n'exerçait point d'action sur l'*infusum* de tournesol. Vauquelin la trouva formée, sur 1039 parties, de 1027,904 d'eau et de *principes vola-*

ils, de 9,240 d'*acétate de potasse*, de 1,060 d'une matière végétale composée de *mucilage* et d'*extractif*, et de 0,796 de *carbonate de chaux*. analysée plus tard, cette séve fournit au même savant un peu plus de matière végétale, et un peu moins de carbonate de chaux et d'acétate de potasse. Exposée à l'air, elle se décomposa, et l'acétate se transforma en carbonate de potasse.

Séve du hêtre (*fagus sylvatica*). — A la fin d'avril, cette séve était d'un rouge fauve et sans action sur le tournesol; sa saveur était analogue à celle de l'infusion du tan. Vauquelin y trouva beaucoup d'*eau*, de l'acide *acétique*, de l'acide *gallique*, du *tannin*, des *acétates* de *potasse*, de *chaux* et d'*alumine*, une *matière colorante*, du *mucus*, et de l'*extractif*.

Séve du charme (*carpinus sylvestris*). — A la fin du mois d'avril et pendant le mois de mai, elle était incolore, limpide, d'une saveur douce, d'une odeur semblable à celle du petit-lait, et rougissait assez fortement l'*infusum* de tournesol. Elle était composée de beaucoup d'*eau*, de sucre, d'acide *acétique*, d'*acétates* de *potasse* et de *chaux*, et de matière *extractive* (Vauquelin). Exposée à l'air, elle éprouvait successivement la fermentation spiritueuse et acide.

Séve du bouleau (*betula alba*), analysée par Vauquelin. — Cette séve fournit les mêmes substances que la précédente, et un peu d'acétate d'alumine; elle était limpide, incolore, d'une saveur sucrée, et rougissait fortement le tournesol; évaporée et mêlée avec le ferment, elle donna de l'alcool (Vauquelin).

Séve du marronnier. — Sa saveur est légèrement amère; on y trouve du mucus, de l'azotate de potasse, une matière extractive, et probablement de l'acétate de potasse et de chaux (Deyeux et Vauquelin, *Journ. de pharm.*, an VI).

Séve de la vigne (*vitis vinifera*). — Suivant M. Regimbeau, elle contient du bitartrate de potasse, du tartrate de chaux, de l'acide carbonique libre, et une matière végéto-animale comme mucilagineuse. (*Journ. de chim. méd.*, 1832) (1).

---

(1) Toutes ces analyses demandent à être revues; il est probable, en effet, que l'acide pris ici pour de l'acide acétique n'est que de l'acide lactique.

CLASSE TROISIÈME.

DES ORGANES DES VÉGÉTAUX.

Ces organes sont le ligneux, les bois, les écorces, les racines, les feuilles, les fleurs, le pollen, les graines, les fruits et les bulbes; je comprendrai également dans cet article les lichens et les champignons. Je répéterai encore que ces diverses parties sont composées de plusieurs principes immédiats.

DU LIGNEUX.

J'ai dit, à la page 85, que le ligneux est un produit immédiat, contenant de la cellulose et de la matière incrustante (sclérogène); il renferme souvent, en outre, une substance azotée, qui est en général assez abondante, et des matières résineuses; il est formé par la juxta-position de cellules allongées. On ne l'a pas encore isolé à l'état de pureté.

DES BOIS.

Les bois sont presque entièrement formés de ligneux; ils en renferment au moins 95 ou 96 parties sur 100; ils contiennent, en outre, une matière végéto-animale, des principes colorants, gommeux, résineux, des sels, etc.

Voici la composition élémentaire de plusieurs espèces de bois, après avoir été desséchés dans le vide à 140°, d'après M. Regnault :

Bois du tronc de l'arbre.

	Hêtre.	Chêne.	Bouleau.	Tremble.	Saule.
Carbone. . .	49,46	49,58	50,29	49,26	49,93
Hydrogène .	5,96	5,78	6,23	6,18	6,07
Oxygène. . .	42,36	41,38	41,02	41,74	39,38
Azote.	1,22	1,23	1,43	0,96	0,95
Cendres. . .	1,00	2,03	1,03	1,86	3,67

Bois de branchage.

	Hêtre.	Chêne.	Bouleau.	Tremble.	Saule.
Carbone. . .	50,37	50,08	51,29	49,59	51,39
Hydrogène.	6,21	6,14	6,17	6,20	6,18
Oxygène. . .	41,14	41,38	40,41	40,23	36,45
Azote.	0,78	0,95	0,87	1,00	1,41
Cendres. . .	1,50	1,45	1,26	2,98	4,57

Les bois sont plus denses que l'eau, et s'ils flottent, c'est parce qu'ils contiennent de l'air dans leurs pores. Ils renferment en moyenne 40 p. 100 d'eau; desséchés à 10°, ils en retiennent environ 25 p. 100; si on les chauffe jusqu'à 100°, et qu'on les expose de nouveau à l'air, ils absorbent de 8 à 12 p. 100 d'eau. Les bois chauffés en vases clos, au delà de 140°, se décomposent, et donnent: 1° des gaz inflammables composés, pendant la première période, de

Acide carbonique.	44,9
Oxyde de carbone.	36,8
Hydrogène.	16,8
Azote et perte.	1,5

et à la fin de l'opération, de

Acide carbonique.	29,2
Oxyde de carbone.	24,9
Hydrogène.	44,2
Azote et perte.	1,7

2° un liquide qui vient se condenser dans le récipient, et qui est formé d'eau, d'acide acétique (voy. p. 313), d'*esprit de bois*, d'acétone, d'aldéhyde, d'éther méthylacétique, de *mésite*, de *xylite*, et de différentes substances goudronneuses; 3° une quantité de charbon, qui varie de 13 à 28 p. 100.

Les bois brûlent au contact de l'*air;* ceux qui ont été desséchés à la température de 10°, et qui contiennent le quart de leur poids d'eau, ont un pouvoir calorifique qui se trouve compris entre 2,800 et 2,900 *calories* (voy. *Combustion*).

L'acide sulfurique transforme les bois en dextrine, en glucose et en acide végéto-sulfurique (voy. p. 86). Soumis à l'influence simultanée de l'air froid et de l'humidité, les bois sont décomposés à la longue, et changés en *humus* ou *terreau;* il se dégage de l'acide carbonique; la matière azotée des bois est loin d'être étrangère à cette espèce de putréfaction; en effet, elle donne naissance à des ferments qui servent d'engrais à des champignons et à d'autres cryptogames qui croissent sur les bois, et de nourriture à divers insectes, lesquels se logent dans les bois et finissent par les désagréger.

Procédé de conservation des bois.

Les bois contiennent, comme tout produit de la vie animale ou végétale, des principes de leur destruction; aussitôt que la vie cesse, ces

principes agissent pour rendre à la terre et à l'atmosphère les éléments qui leur avaient été empruntés. Dans les bois, l'action destructive se développe plus ou moins rapidement, suivant les espèces; mais dans tous elle suit la même marche et présente les mêmes phénomènes. Sous l'influence des ferments, le tissu ligneux, la cellulose et la matière incrustante, se décomposent, absorbent l'oxygène de l'air, et peu à peu retournent à l'atmosphère en acide carbonique et en eau; cet effet est accéléré par le développement des produits parasites, la mousse, les champignons, les moisissures, les vers, et autres animaux que l'on trouve fréquemment dans les bois en putréfaction.

Par ce qui précède, on peut déjà expliquer ces deux faits bien connus de la conservation presque indéfinie des bois placés à l'abri de l'eau par une dessiccation plus ou moins complète, continuée par la mise à couvert et l'aérage, ou par l'immersion complète dans l'eau, et mieux encore dans la terre à une profondeur suffisante.

Lorsque les bois, au moins la plupart, sont placés dans l'une de ces deux conditions, ils se conservent; mais le plus souvent, et spécialement dans les voies de chemins de fer, ils ne sont pas dans ces positions favorables. Dans cette dernière application, ils sont placés assez avant dans le sol pour être dans un état permanent d'humidité, et assez près de l'air pour l'absorber autant que le demandera la fermentation.

Dans cette position, il faut donc, pour se garantir de la fermentation, s'attaquer aux principes qui la développent. Les ferments sont rendus impuissants soit par la présence de certains agents, soit par leur décomposition par des substances qui se combinent avec eux, et les empoisonnent, pour me servir d'un terme très-expressif.

La peinture, si fréquemment employée pour les bois hors terre, garantit de l'humidité extérieure et conserve pendant quelque temps, quand les bois sont très-secs; quand ils gardent une humidité intérieure, elle ne conserve pas, car elle laisse pénétrer l'air.

L'essence retirée du goudron de gaz, la créosote, est un agent très-efficace de conservation; ce produit est employé par une simple imbibition des bois soit à froid, soit à chaud; les bois en sont très-avides, et il pénètre profondément lorsqu'ils ont une certaine porosité; dans ce cas, sont les aubiers et les bois blancs à tissu lâche.

Ce procédé est en Angleterre d'une application très-répandue; la production colossale de goudron de gaz dans ce pays le facilite singulièrement; cependant la préparation revient encore à un prix assez élevé.

En France, les conditions sont toutes différentes : la production de goudron de gaz est, jusqu'à ce jour, très-limitée, et le prix de l'es-

sence de goudron reste conséquemment très-élevé; aussi l'application est-elle restée restreinte. Elle a été plus particulièrement employée comme dissolvant de peinture; entre autres, elle est une partie constituante de la peinture dite glu-marine, qui est un mélange de créosote, de caoutchouc, et de matières couvrantes et colorantes diverses, suivant la couleur que l'on veut appliquer. Elle vient encore d'être employée récemment comme dissolvant d'une substance colorante particulière, et qui est un composé d'oxyde de cuivre et de résine.

Cette peinture, dont plusieurs chemins de fer ont déjà fait des emplois importants pour les bois entrant dans la composition des ponts, et surtout des wagons de différentes formes, cette peinture est une transition entre les agents préservateurs par leur présence, et ceux qui ont une action chimique sur les ferments. On peut donc la considérer comme une excellente substance à employer; mais elle est chère, et son application aux matériaux de la voie, sur une grande échelle, serait dispendieuse.

L'essence de goudron pur a, comme je l'ai dit, une action de présence; son contact empêche les végétations de se produire; mais, comme elle est éminemment volatile, le moment arrive assez vite où les bois n'en sont plus imprégnés, et où ils se retrouvent soumis à l'action des ferments qui n'ont pas été détruits.

J'arrive à l'examen des substances agissant par décomposition des ferments: ce sont, en général, des substances minérales.

Les expériences si nombreuses faites jusqu'à présent ont démontré que la première condition à remplir, c'est que la substance soit toxique.

Comme substances éminemment toxiques, et dont le prix soit abordable, industriellement parlant, on avait l'arsenic, le bichlorure de mercure ou sublimé corrosif, et les sels de cuivre.

L'arsenic empoisonnerait très-complétement les bois; mais, lors même que les dangers de son emploi n'y auraient pas fait renoncer, le prix élevé qu'il coûte le ferait rejeter.

Le sublimé corrosif a été très-prôné à une certaine époque; mais, outre qu'il est, comme l'arsenic, dangereux pour les ouvriers qui l'emploient, il est soluble, ainsi que les combinaisons qu'il forme avec les bois, et même il est volatil : aussi a-t-on vu des bois préparés au mercure et exposés à l'air, à l'eau, à l'humidité, ne plus en contenir après quelques années.

Le cuivre, particulièrement à l'état de sulfate, reste donc comme l'agent toxique le plus efficace. Il forme soit avec le tannin des bois feuillus, soit avec la résine des bois résineux, des composés complète-

ment insolubles, et il décompose et empoisonne les ferments; des expériences, que le temps a déjà confirmées, attestent l'avantage de son emploi.

Le sulfate de cuivre est appliqué aux bois par deux procédés principaux : le procédé du Dr Boucherie, qui consiste, comme on sait, à faire pénétrer la substance conservatrice dans le bois, soit par la force ascensionnelle de la séve dans les bois récemment coupés et pourvus encore de leur feuillage non desséché, soit par une pression exercée sur le liquide à l'extrémité des billes de bois; ce procédé réussit particulièrement sur les espèces tendres; il exige que les bois soient jeunes de coupe, et il est appliqué en forêt; il a été mis en pratique sur une partie des traverses des chemins de Creil à Saint-Quentin; on ne peut lui reprocher qu'une chose, c'est de revenir à un prix assez élevé : il coûte 1 fr. 10 c. à 1 fr. 20 c. par traverse de chemin de fer à l'entrepreneur. Suivant un rapport de MM. Didion, Avril et Mary, inspecteurs généraux et divisionnaires des ponts et chaussées, qui ont vérifié les savants essais de M. Boucherie, l'action du sulfate de cuivre est complète.

Le second procédé d'application est celui de M. Margary, qui consiste à immerger simplement le bois dans une dissolution convenablement concentrée, soit à froid, soit à chaud, mais plutôt de cette dernière façon, pour les traverses et longrines de chemin de fer, et les grosses charpentes; par ce procédé, les bois tendres, l'aubier, et toutes les fentes des bois, sont suffisamment imprégnés de cuivre. Des traverses ayant déjà plusieurs années d'usage se retrouvent encore intactes et exemptes de pourriture ou de moisissure. Ce procédé très-commercial ne coûte que 50 à 60 centimes par traverse, et sa simplicité permet de l'appliquer rapidement dans de grandes proportions; aussi presque tous les chemins de fer l'ont adopté et en continuent l'usage. Les documents que j'ai recueillis me permettent d'estimer à 150,000 mètres cubes les bois qui ont été ainsi préparés depuis huit ans sur les chemins de fer de Rouen, du Havre, de Dieppe, de Saint-Germain, de Boulogne, de Bordeaux, de Chartres, de Montereau, de Strasbourg, du Nord, etc.

Je terminerai en donnant l'extrait suivant du rapport des ingénieurs chargés par M. le ministre des travaux publics d'examiner les expériences de M. Boucherie sur différentes préparations :

« Nous conclurons de ce qui précède...

« Que, parmi les liqueurs essayées par M. Boucherie, le sulfate de cuivre, dissous dans la proportion d'au moins 1 kilogramme 50 centigrammes par hectolitre d'eau, est la seule qui ait maintenu en parfait

état de conservation, pendant un laps de temps de sept ans, les pièces de hêtre et de charme soumises aux expériences, et pénétrées de ce sel de cuivre dans la proportion de 5 à 6 kilogrammes par stère ;

« Que les bois blancs, pénétrés ainsi de sulfate de cuivre et placés dans le sol comme les traverses des chemins de fer, ou exposés à l'action des agents atmosphériques, se conservent mieux que le chêne, placé dans les mêmes conditions;

« Que dès lors il paraît y avoir intérêt à faire désormais usage, dans les constructions, des bois blancs convenablement préparés avec le sulfate de cuivre, lorsqu'ils doivent être employés dans les conditions qui viennent d'être indiquées. »

On peut produire dans les bois des veinages noirs, gris, bleus, jaunes, bruns, etc., pour l'ébénisterie, en introduisant dans les pores du bois des mélanges d'un sel de fer et de tan, de cyanure jaune de potassium et de fer, de chromate de potasse, etc.

Bois de Campêche (*hœmatoxylon campechianum*, petit arbre épineux qui croît abondamment dans la baie de Honduras). — Il est compacte, d'un brun rougeâtre à sa surface; mais, lorsqu'on le divise parallèlement à ses fibres, on voit que les parties mises à nu sont d'un rouge orangé; il a une odeur de violettes assez forte, et une saveur sucrée, amère, un peu astringente; il colore la salive en violet. Il est formé de ligneux, d'*hématine*, d'une matière brune, insoluble dans l'alcool et très-peu soluble dans l'eau, d'une huile volatile ayant la même odeur que le bois, soluble dans l'eau, de matière végéto-animale, d'une substance résineuse et huileuse, d'acide acétique, d'acétate de potasse et de chaux, d'acide silicique, d'oxalate de chaux, et de quelques autres sels. Il est employé dans la teinture.

Bois de santal (*pterocarpus santalinus*, famille des légumineuses, arbre qui croît sur la côte de Coromandel et dans plusieurs autres parties des Indes orientales). — Il est compacte, pesant, inodore et peu sapide; il brunit lorsqu'on l'expose à l'air. Il contient, outre le ligneux, une matière colorante rouge dont j'ai parlé, la matière colorante brune qui fait la base des extraits, un peu d'acide gallique, et des sels (Pelletier, voy. *Santaline*, p. 284).

Bois de Brésil (*cœsalpinia echinata*, arbre de la famille des légumineuses, qui croît dans le Brésil et dans quelques autres pays). — Il est très-dur, très-pesant, d'une couleur d'abord blanchâtre, qui passe au rouge par l'exposition du bois à l'air : il communique cette couleur à l'eau avec laquelle on le fait bouillir. On l'emploie dans la teinture.

Bois de corail. — Plusieurs naturalistes pensent que l'arbre qui four-

nit ce bois est l'*adenanthera pavonia,* qui croît dans les Indes. Il est rouge, parsemé de veines écarlates et brillantes, assez dur, et susceptible de prendre un très-beau poli; il est inodore et insipide; il communique à l'eau bouillante et à l'alcool une couleur de brique. Suivant Cadet, il est essentiellement résineux, et peut être employé pour teindre la soie, pour faire une belle encre rouge, et pour colorer les liqueurs de table. On en fait des meubles de luxe.

Fustique (*morus tinctoria,* arbre qui croît dans les îles des Indes occidentales). — Il a une couleur jaune veinée d'oranger, il n'est ni très-dur ni très-pesant; il communique à l'eau une couleur orangée très-foncée. On l'emploie pour teindre en jaune.

Sumac (*rhus coriara,* arbrisseau qui croît dans le Levant). — Proust pense qu'il est principalement formé d'une matière tannante particulière; il communique à l'eau une couleur jaune verdâtre, qui ne tarde pas à brunir lorsqu'on l'expose à l'air. On l'emploie dans la teinture en noir comme mordant, à raison du tannin qu'il contient.

Bois résineux. — J'ai fait connaître, en parlant des résines, un très-grand nombre d'arbres qui fournissent un suc résineux : tels sont les pins, les sapins, etc.; je ne crois pas devoir entrer dans de plus grands détails à cet égard.

Les bois qui ne sont pas colorés et qui ne contiennent pas une très-grande quantité de résine sont employés pour la construction, pour faire le charbon, etc.

DES ÉCORCES.

Les écorces sont principalement formées de ligneux; il en est qui renferment différents autres principes immédiats, tels que du tannin, des résines, des matières colorantes, des sucs glutineux, etc.

Écorce de chêne. — Cette écorce est une de celles qui contiennent le plus de tannin, aussi est-elle très-astringente; sa poudre porte le nom de *tan* et sert à tanner les peaux.

Cannelle (écorce intérieure du *laurus cinnamomum,* arbre que l'on cultive principalement à Ceylan). — Elle est sous forme de longs morceaux roulés sur eux-mêmes, d'un jaune tirant sur le rouge, d'une saveur d'abord sucrée, ensuite piquante et aromatique, et d'une odeur très-suave. Elle contient, d'après Vauquelin, une huile volatile, du tannin, du mucilage, une matière colorante et un acide; M. Guibourt en a retiré beaucoup d'amidon. On doit considérer la cannelle comme tonique et stimulante; on l'emploie dans les pertes qui suivent quelque-

fois l'accouchement, dans la ménorrhagie passive qui attaque les individus faibles, dans la leucorrhée constitutionnelle, dans les digestions pénibles occasionnées par la débilité de l'estomac, à la fin des diarrhées et des dysenteries, enfin comme sudorifique. On l'administre en poudre à la dose de 50 à 60 centigrammes jusqu'à 2 grammes, en infusion dans 1 litre de liquide, depuis 2 jusqu'à 6 grammes. L'huile essentielle se donne à la dose de 3, 4, 6, 8 gouttes, dans une potion sudorifique. On fait prendre aussi quelquefois, dans une potion, 20, 30, 40 gouttes d'alcool de cannelle, ou le double d'eau distillée de cannelle.

Écorce de Winter (*drimys Winteri,* arbre de la famille des magnoliacées).— Elle est composée de résine, d'huile volatile, d'un principe colorant, de tannin, de sulfate de potasse, de quelques autres sels, et d'oxyde de fer (Henry). Les Américains emploient cette écorce comme stomachique et sudorifique contre le scorbut, la paralysie, les catarrhes, etc.; elle entre dans le vin diurétique amer de la Charité.

Écorce du chanvre (*cannabis sativa*). — Elle est formée de beaucoup de ligneux, de résine, d'une matière verte et d'un suc glutineux; ces deux dernières substances sont susceptibles de se pourrir lorsqu'on les laisse pendant quelques jours en contact avec de l'eau, que l'on renouvelle peu à peu; le ligneux reste alors avec la petite quantité de résine; si on l'expose pendant quelques jours sur pré, à l'action du soleil, on en obtient facilement les filaments, qui se détachent par le moindre frottement, et qui constituent le chanvre. Cette opération, connue sous le nom de *rouissage,* a été perfectionnée il y a quelques années: en effet, on peut faire rouir le chanvre en deux heures de temps ; il suffit de dissoudre 500 grammes de savon vert dans 325 kilogrammes d'eau, et d'y plonger le chanvre : on obtient plus de filasse et de meilleure qualité. M. Lée substitue au rouissage le procédé suivant, qui paraît préférable aux autres pour préparer le chanvre et le lin. On bat la plante avant qu'elle soit parfaitement mûre, en la plaçant entre deux fléaux de bois garnis de fer, cannelés, s'emboîtant l'un dans l'autre, dont l'un est fixe et l'autre mobile: par un moyen mécanique très-simple, la partie ligneuse de la plante est détachée et laisse les fibres à nu : on passe le chanvre à travers des peignes dont la finesse varie progressivement ; il se trouve promptement préparé et propre à l'usage auquel on le destine; on le lave à l'eau pure, pour lui enlever la matière colorante. En 1817, M. Christian, administrateur du Conservatoire des arts et métiers, est parvenu à construire une machine propre à dépouiller facilement le chanvre de son écorce, sans être obligé de le rouir (voy. le *Moniteur* de juillet 1817).

Écorce de fausse angusture ou de *vomiquier* (fournie par le *strychnos nux vomica,* famille des loganiacées). — Elle contient de la brucine, que l'on devrait appeler *vomicine,* une matière grasse non vénéneuse, beaucoup de gomme, une matière jaune soluble dans l'eau et dans l'alcool, des traces de sucre, et du ligneux (Pelletier et Caventou).

Quinquina (écorce de diverses espèces du genre *cinchona,* arbres qui croissent en Amérique, au Pérou, etc.). — Le *quinquina gris* (*cinchona condaminea*) est composé de *cinchonine* unie à l'acide kinique, d'une quantité beaucoup plus petite de *quinine* combinée avec le même acide, d'une matière grasse verte, d'une matière colorante rouge très-peu soluble, d'une matière colorante rouge soluble (tannin), de kinate de chaux, de gomme, d'amidon et de ligneux. Le *quinquina jaune* (*cinchona cordifolia*) est formé de kinate acide de *quinine,* d'une petite quantité de kinate de *cinchonine,* de rouge cinchonique, d'une matière colorante rouge soluble (tannin), de matière grasse, de kinate de chaux, d'amidon, de ligneux, et de matière colorante jaune. Le *quinquina rouge* (*cinchona oblongifolia*) est composé de kinate acide de *cinchonine* et de quinine, de kinate de chaux, de rouge cinchonique, de matière colorante rouge soluble (tannin), de matière grasse, de matière colorante jaune, de ligneux, et d'amidon. Le *quinquina de Carthagène* (*portlandria hexandra*) se rapproche beaucoup, par sa composition, du quinquina rouge (1). Le *quinquina de Sainte-Lucie* ou *piton* (*exostemma floribunda*) ne contient ni quinine ni cinchonine : il renferme une matière amère qui semble se rapprocher de l'émétine (Pelletier et Caventou). L'*écorce,* connue sous le nom de *kina nova,* est composée d'une matière grasse, d'acide *kinovique,* d'une matière résinoïde rouge, d'une matière tannante, de gomme, d'amidon, d'une matière colorante jaune, de ligneux, et d'un atome de matière alcalescente (Pelletier et Caventou).

Le quinquina est un des médicaments les plus employés comme tonique, antiseptique, fébrifuge, etc. ; on l'administre : 1° dans les fièvres intermittentes pernicieuses, à la dose de 24 à 32 grammes : on doit le donner pendant l'intermission et la rémission ; 2° dans les fièvres intermittentes simples ; 3° dans une multitude d'affections intermittentes, nerveuses ou autres. Plusieurs médecins conseillent encore de l'employer dans les fièvres dites putrides et adynamiques, dans la fièvre

---

(1) Dans toutes les écorces qui contiennent de la quinine et de la cinchonine, ces alcalis paraissent y exister, combinés non-seulement avec l'acide quinine, mais encore avec une ou plusieurs matières colorantes qui joueraient le rôle d'acides.

me, après la cessation totale de l'irritation fébrile, dans la peste, ns les varioles de mauvais caractère, lorsque l'éruption languit ou e la fièvre de suppuration est très-forte, dans la faiblesse des organes gestifs, etc. L'utilité de cette écorce dans les affections fébriles conti-ies est contestée de nos jours par les praticiens qui considèrent ces aladies comme des gastro-entérites. Quoi qu'il en soit, on peut admi-strer les quinquinas sous toutes les formes, et depuis la dose de 30 à centigrammes jusqu'à 30 à 40 grammes.

Cascarille (*croton elutheria,* arbuste de l'Amérique australe, famille des phorbiacées).— Cette écorce est sous forme de petits morceaux roulés, latis, peu épais, d'une cassure résineuse, d'un gris cendré à l'exté-eur, et d'une couleur rouille de fer en dedans; elle a une odeur aro-atique et une saveur âcre très-amère; elle est formée, suivant Troms-orff, d'une très-grande quantité de ligneux, de mucilage et de prin-pe amer, de résine, d'huile volatile, et peut-être d'une petite proportion acide benzoïque. On l'emploie avec succès comme fébrifuge dans les êmes cas où le quinquina est indiqué; on en fait usage dans les diar-ées et les dysenteries chroniques, dans les hémorrhagies passives, ns la fièvre hectique, etc.; on l'administre aussi comme vermifuge: la donne ordinairement en poudre, depuis 60 centigrammes jusqu'à grammes.

Ecorce de simarouba (*quassia simaruba* ou *simaruba officinalis,* de la mille des rutacées). — Elle est formée, d'après M. Morin, pharmacien stingué de Rouen, de *quassine,* d'une matière résineuse, d'une huile latile ayant l'odeur de benjoin, d'acide ulmique, de ligneux, d'acide alique, et de quelques traces d'acide gallique, d'acétate de potasse, un sel ammoniacal, de malate et d'oxalate de chaux, et de quelques ls minéraux (*Journ. de phys.,* t. VII).

Tiges du calamus verus des anciens. — Elles contiennent une résine, ne matière amère brune, une matière colorante jaune, du malate de otasse, du sulfate de potasse, du chlorure de potassium, du phosphate chaux, et de l'oxyde de fer (Boutron-Charlard).

Ecorce du garou (*daphne gnidium,* famille des daphnacées).— Elle con-ent de la *daphnine,* de la cire, une matière verte brune, soluble dans lcool, et une matière résinoïde brune, inerte. La matière verte dis-ute par l'alcool, si elle est traitée par l'éther, donne une huile très-sicante, qui doit sa propriété épispastique à un principe très-âcre, olatil, et probablement alcalin. Suivant Vauquelin, le *daphne alpina* enferme du ligneux, de la résine verte, de la *daphnine,* et une subs-nce colorante jaune.

Liége. — Le liége est la partie extérieure de l'écorce du *quercus suber*. Il doit être considéré comme un tissu cellulaire dont les cavités contiennent des matières astringentes, colorantes et résineuses ou huileuses; ainsi on y a découvert un principe aromatique, de l'acide acétique, de l'acide gallique, une couleur jaune, une matière astringente, un produit azoté, de la *cérine*, une résine molle, de la *subérine*, et quelques sels.

DES RACINES.

Les racines sont tantôt ligneuses, tantôt charnues : les premières sont en quelque sorte formées par le ligneux; les autres contiennent, outre ce corps, plusieurs autres substances.

Ipécacuanha (de la famille des rubiacées). — *Première variété, ipécacuanha gris ou annelé* (*cephœlis ipecacuanha* de Rich., *callicocca ipecacuanha* de Brotero). Cette racine est brune ou cendrée, diversement tortueuse, hérissée de petits anneaux proéminents, inégaux et rugueux, de la grosseur d'une plume; elle contient une moelle ligneuse (*meditullium*), qui ressemble à un fil, et dont il est facile de séparer l'écorce friable; sa saveur est âcre et amère, son odeur herbacée et nauséabonde. Pelletier a prouvé que l'*écorce* contient, sur 100 parties, 2 de matière grasse, huileuse, odorante, 16 d'émétine, 6 de cire végétale, 10 de gomme, 42 d'amidon, 20 de ligneux, et quelques traces d'acide gallique (perte 4). Suivant MM. Richard et Barruel, on y trouverait encore de la résine et un peu d'albumine. Le *meditullium* est composé de 1,15 d'émétine, de 2,45 de matière extractive non émétique, de 5 de gomme, de 20 d'amidon, de 66,60 de ligneux, de quelques traces d'acide gallique et de matière grasse (perte 4,80). Les résultats de cette analyse confirment ce que l'on savait déjà, savoir, que la partie corticale jouit de propriétés médicinales beaucoup plus énergiques que le *meditullium*. On administre l'ipécacuanha : 1° comme vomitif, principalement dans les fièvres intermittentes dont les paroxysmes se prolongent, dans les fièvres rémittentes de mauvais caractère, dans les dysenteries bilieuses, lorsqu'il y a surcharge des voies digestives, dans la coqueluche, dans certaines faiblesses des organes digestifs, dans la péritonite puerpérale bilieuse, etc.; on la donne à la dose de 25 à 90 centigrammes délayés dans de l'eau; 2° comme excitant du système pulmonaire, dans les dernières périodes des catarrhes pulmonaires; dans ce cas, on en fait prendre de petites doses souvent répétées. M. Magendie et Pelletier pensent à tort, suivant moi, que l'émétine doit être administrée, de préférence à

-écacuanha, parce qu'elle jouit de tous ses avantages à un plus haut -ré, et qu'elle n'a point l'odeur et la saveur désagréable de ce médi-ment. Il résulte aussi de leurs expériences que l'ipécacuanha peut agir a manière des poisons, lorsqu'il est administré à trop forte dose -yez p. 418).

-econde variété, ipécacuanha gris rougeâtre. Matière grasse, 2; émé-e, 14; gomme, 16; amidon, 18; ligneux, 48; perte, 2.

-'ipécacuanha strié noir (*psychotria emetica*) est formé, d'après Pel-ier, de 9 parties d'émétine, de 12 de matière grasse, et de 79 de li-ux, d'amidon et de gomme. L'ipécacuanha blanc (*Richardsonia -siliensis*) paraît contenir, suivant le même auteur, 5 parties d'émé-e, 35 de gomme, 1 de matière végéto-animale, et 57 de ligneux -rte 3). Une autre espèce d'ipécacuanha blanc (*viola emetica*) est for-e, d'après MM. Barruel et Richard, de matière grasse, d'émétine, -tenant un peu de matière sucrée (3,2), d'amidon (54), de matière -active unie à un principe immédiat nouveau (22), de ligneux (19), -e quelques traces d'acide gallique. La racine de l'ipécacuanha *branca*, -Rio-Janeiro (*viola ipecacuanha*) contient environ le dixième de son -ds d'émétine (Vauquelin).

-alap (*convolvulus jalappa,* de la famille des convolvulacées, plante -*Xalapa* dans la Nouvelle-Espagne). — Elle est sous forme de tranches -ces, dures, d'une couleur brune, présentant des rayons et des cer-s résineux; elle a très-peu d'odeur; sa saveur est légèrement âcre et -uséabonde; elle s'enflamme aisément. D'après les expériences de -Félix Cadet de Gassicourt, elle est formée, sur 500 grammes, de 24 -mmes d'eau, de 50 de résine, de 220 d'extrait gommeux, de 12,5 de -ule amylacée, de 12,5 d'albumine végétale, de 145 de ligneux, de 19 -iron de différents sels, d'une certaine quantité d'acide acétique, de -tière sucrée et de matière colorante. M. Guibourt, au contraire, a -uvé 17,65 de résine, 19 de mélasse extraite par l'alcool, 9,05 d'extrait -ré obtenu par l'eau, 10,12 de gomme, 18,78 d'amidon, 21,60 de li-ux, et perte 3,80. On administre le jalap comme purgatif, depuis 20 -tigrammes jusqu'à 2 grammes 60 centigrammes, dans 100 grammes -véhicule. La résine de jalap est beaucoup plus énergique, et fait par-des potions hydragogues; on la donne depuis 20 centigrammes jus-à 1 gramme; celle qui a été préparée avec la partie ligneuse de la -ine paraît plus active que celle qui est fournie par la partie corticale; -moins, à la dose de 60 à 75 centigrammes, suspendue dans une émul-n, elle a produit de quinze à vingt selles sur plusieurs malades -anche).

Résine de jalap ou *rhodéorétine,* $H^{35}C^{42}O^{20}$. Elle est incolore, trans- parente, insoluble dans l'eau et dans l'éther, très-soluble dans l'alcool et dans l'acide acétique. L'acide sulfurique concentré la colore en rouge carmin. L'acide chlorhydrique la change en un liquide, le *rhodéoré- tinol,* $H^{23}C^{30}O^{4}$, et en glucose. Elle fournit, avec les bases, un acide faible, d'une saveur amère, inodore, soluble dans l'eau et dans l'alcool, insoluble dans l'éther, et désigné sous le nom d'acide *rhodéorétinique.* On obtient la résine de jalap pure en traitant, à plusieurs reprises, par l'éther, la résine impure. L'éther, dans ce cas, retient une autre résine molle, acide, ayant l'odeur du jalap.

Rhubarbe (*rheum palmatum,* de la famille des polygonées). — Elle vient des parties septentrionales de la Chine. La racine est en morceaux cylindriques et arrondis, d'un jaune sale à l'extérieur, d'une texture compacte, d'une marbrure serrée, d'un rouge-brique à l'intérieur; elle a une odeur particulière et une saveur âcre; elle colore la salive en jaune orangé, et croque très-fort sous les dents; sa poudre est d'une couleur qui tient le milieu entre le fauve et l'orangé. Elle est formée, suivant M. Guibourt, de *caphopicrite* ou *rhabarbarin,* d'une petite quan- tité d'une huile fixe, douce, rancissant par la chaleur, soluble dans l'alcool et dans l'éther, d'un peu de gomme, d'amidon, de ligneux, de malate acide de chaux, d'oxalate de chaux, qui fait le tiers de son poids, d'un peu de sulfate de chaux, et d'un sel à base de potasse. MM. Dæpping et Schlossberger y ont signalé trois résines, savoir : l'*apo- rétine,* la *phaïorétine* et l'*érythrorétine.* Quant au *rhabarbarin,* il est so- lide, jaune, d'une saveur âpre très-amère, qui est celle de la rhubarbe concentrée, soluble dans l'eau chaude, l'alcool et l'éther; il forme, avec la potasse et l'ammoniaque, des dissolutions rouges, d'où les acides le précipitent en lui restituant sa couleur. La rhubarbe de *Moscovie* ne diffère de la précédente qu'en ce qu'elle contient un peu moins d'oxa- late de chaux; celle de France renferme beaucoup plus de tannin et d'amidon que les précédentes, elle contient beaucoup moins d'oxalate de chaux. On administre ce médicament comme tonique du système di- gestif, à la dose de 20 à 30 centigrammes, en poudre ou en infusion vineuse, comme purgatif, surtout chez les enfants; on en fait infuser 4 ou 8 grammes dans de l'eau, que l'on emploie aussi comme anthelmin- thique, comme astringent dans les diarrhées et les dysenteries atoni- ques; la dose est de 20 à 30 centigrammes. On s'en sert aussi dans les jau- nisses lentes, etc. (voy. p. 301 pour ses usages en teinture).

Racine de ratanhia.[1] — Elle est formée, d'après M. Peschier, de tannin, d'acide gallique, de matières gommeuses, extractives et colorantes

l'acide kramérique. Vogel y admet une petite quantité de fécule.

acine de serpentaire de Virginie (*aristolochia serpentaria*). — Elle composée, d'après M. Chevallier, d'une huile volatile, ayant la même ır que la plante, d'amidon, de résine, de gomme, d'albumine, d'une ıière jaune, amère, causant une irritation à la gorge, soluble dans ı et dans l'alcool, de malates de potasse et de chaux, de phosphates otasse et de chaux, de fer et d'acide silicique.

acine d'iris de Florence (*iris florentina*). — Cette racine, fraîche, est et amère; elle perd une partie de ces qualités par la dessiccation; a une odeur agréable et très-analogue à celle des fleurs de violette. contient, suivant Vogel, de la gomme, un extrait brun, de la fé-., une huile grasse, âcre, amère, une huile volatile en paillettes ches, et du ligneux. Distillée avec de l'eau, elle fournit un pro- nacré, cristallin, lamelleux, insoluble dans l'eau, qui, d'après omposition, peut être considéré comme un oxyde du stéaroptène ile de roses (Dumas). Elle était très-employée autrefois en méde-., comme tonique et incisive, dans certaines affections atoniques ystème pulmonaire : on l'administre aujourd'hui, mais rarement, me calmant, dans les coliques et les dévoiements, surtout chez les nts; on en donne 30 à 40 centigrammes avec autant de magnésie et ucre.

cines de gingembre, de zédoaire et de galanga. — *Gingembre* (*zin-r officinale,* famille des amomacées). Elle est formée de résine so-e dans l'éther, de sous-résine, d'une huile volatile d'un bleu ver-e, d'amidon, de gomme, de ligneux, de matière végéto-animale, ide acétique libre, d'acétate de potasse, de quelques sels minéraux, soufre. La *zédoaire* (*curcuma zedoaria,* amomacées) est composée a même manière, si ce n'est qu'elle ne contient point de sous-ne. Le *galanga* (*galanga minor,* famille des amomacées) ne ren-e point de matière végéto-animale; cette racine contient beaucoup ous-résine, on y trouve aussi beaucoup d'oxalate de chaux; à ces ifications près, sa composition est la même que celle du gingembre in, de Rouen).

acine de curcuma (*curcuma tinctoria,* famille des amomacées, ra-jaune qui nous vient des Indes orientales). — Elle est formée, sui-MM. Pelletier et Vogel, d'une matière ligneuse, de fécule amylacée, e matière colorante brune, semblable à celle que l'on retire de plu-rs extraits; d'un peu de gomme, d'une huile volatile odorante, très-re, d'un peu de chlorure de calcium, et de *curcumine.* On emploie e racine pour dorer les jaunes de gaude, et donner plus de feu à l'é-

carlate; on s'en sert pour teindre en jaune orangé, mais la couleur qu'elle fournit n'est point solide. On prépare avec elle le papier de curcuma, dont on fait usage pour reconnaître les alcalis; cependant je dois dire que, s'il est vrai que ce papier est rougi par les alcalis, il l'est également par les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique, borique et phosphorique, si toutefois ce dernier est concentré.

Racine de gentiane (*gentiana lutea*, plante des contrées montagneuses de la Suisse, de la Hongrie, de la France, etc.).—Elle est cylindrique, marquée d'anneaux voisins les uns des autres, rugueuse, d'un brun foncé ou fauve, peu odorante, et douée d'une saveur très-amère; son parenchyme est jaunâtre et tire un peu sur le rouge. Elle contient, d'après MM. Henry et Caventou, un principe odorant très-fugace, de la *gentianine*, de la *glu*, une matière huileuse verdâtre fixe, un acide organique libre, qui se rapproche de l'acide acétique, une assez grande quantité de sucre incristallisable, de la gomme, une matière colorante fauve, et du ligneux (*Journ. de pharm.*, tom. VI). On n'y a pas trouvé d'amidon. Lorsqu'on la laisse fermenter pendant quinze jours avec de l'eau, dans une chambre chaude, on obtient de l'*eau-de-vie* qui n'a point de saveur désagréable, mais qui conserve l'odeur de la gentiane.

La racine de gentiane est employée en médecine comme un excellent tonique; on l'administre dans les fièvres intermittentes printanières, dans le scorbut, les obstructions des viscères du bas-ventre, les scrofules; on l'a aussi vantée comme anti-arthritique, lithontriptique, etc. On la fait prendre le plus ordinairement sous forme de teinture alcoolique, que l'on donne à la dose de 30 ou de 60 gouttes, ou sous forme de vin aromatisé; on l'emploie aussi pour faire des tentes propres à dilater les trajets fistuleux. Planche, ayant pris une cuillerée à bouche d'eau distillée de gentiane, eut de fortes nausées, et au bout de trois minutes, il éprouva une sorte d'ivresse qui se prolongea pendant plus d'une heure.

Racine de polygala de Virginie (*polygala senega*, de la famille des polygalées).— Elle contient, d'après Gehlen, 7,50 de résine molle, 6,15 de *sénégine*, principe âcre, 26,85 de matière extractive douceâtre et âcre, 9,50 de gomme mêlée d'un peu d'albumine, 46 de ligneux, perte 4. La sénégine pourrait bien n'être que l'acide *polygalique* impur (voy. p. 378).

Racine de réglisse (*glycyrrhiza glabra*, de la famille des légumineuses).—Cette racine est formée, d'après Robiquet, de fécule amylacée, d'albumine végétale ou de substance végéto-animale, d'une huile résineuse brune et épaisse, qui donne l'âcreté aux décoctions de réglisse, de ligneux, d'une matière colorante, d'acide phosphorique et d'acide

·lique combinés avec la chaux et la magnésie, de *glycyrrhizine* et ·*sparagine*.

Le jus de réglisse n'est autre chose que le *decoctum* de la racine con-ıablement évaporé. L'*infusum* de réglisse, préparé avec 4 grammes ı racine sèche dépouillée de son écorce et un demi-kilogramme d'eau ıuillante, est employé comme adoucissant et expectorant dans les ıarrhes légers, les chaleurs de poitrine. Le jus de réglisse peut être ılle dans les toux catarrhales invétérées.

Carotte rouge (*daucus carotta*). — Le suc de carottes contient de ıbumine, qui entraîne avec elle une matière grasse résineuse, d'une ıle couleur jaune, de la mannite, un principe sucré difficilement ıtallisable, nne matière organique tenue en dissolution à l'aide du ıncipe sucré, de l'acide malique. Les cendres sont formées de chaux ıle potasse combinées avec les acides phosphorique, chlorhydrique ıarbonique. Le marc, épuisé par l'eau froide, contient de la fibre ıétale, de la pectine.

On l'administre en médecine, comme apéritive et analeptique, dans ıtrangurie et l'ictère. Le suc et l'extrait de cette racine ont été em-ıyés avec succès dans le traitement des ulcères malins et carcinoma-ıx, sinon pour guérir la maladie, du moins pour la diminuer : tantôt ı applique le suc sur la partie affectée, tantôt on l'introduit par in-ıion.

Racine de fougère mâle. — Elle est formée, d'après M. Morin, de ıen, d'une huile volatile, d'une matière grasse, composée d'oléine ıle stéarine, d'acides gallique et acétique, de sucre incristallisable, ıtannin, d'amidon, d'une matière gélatineuse insoluble dans l'eau et ıs l'alcool, de ligneux, et de plusieurs sels. On l'administre comme ıelminthique.

Calaguala (souche de l'*aspidium coriaceum* de Swartz, ou du *polypo-ın adianthiforme* de Forster et Jussieu, cryptogame de l'Amérique ıtrale, de Saint-Domingue, de la Nouvelle-Hollande, etc.). — Elle est ındrique, écailleuse, roussâtre, flexueuse, garnie d'une multitude ıfibrilles grêles qui se subdivisent encore en d'autres filaments ; sa ıeur, d'abord douce, finit par être amère ; son odeur est rance et ıleuse. Elle est formée d'un peu de sucre, d'un mucilage jaunâtre, ı peu d'amidon, de ligneux, de résine amère, âcre et soluble dans ıalcalis; d'une matière colorante rouge, d'acide malique, de chlorure ıpotassium, de carbonate de chaux et d'acide silicique (Vauquelin). ıa préconisé cette racine comme sudorifique dans le rhumatisme, la ıtte, la syphilis; on a vanté ses bons effets dans l'hydropisie, les

phlegmasies chroniques de la poitrine, etc.; mais il est indispensable de réitérer les observations avant de lui accorder autant d'importance.

Racine de bryonia alba (de la famille des cucurbitacées).—Cette racine est fusiforme, et acquiert souvent un très-grand volume. Elle contient, d'après les expériences de M. Dulong d'Astafort, une matière amère drastique, vénéneuse (bryonine), beaucoup d'amidon, une petite quantité d'huile concrète verte, un peu de résine, de l'albumine végétale, de la gomme, beaucoup de sous-malate de chaux, un peu de *carbonate de chaux,* un malate acide, et des sels minéraux (*Journ. de pharm.,* novembre 1826). On l'administre en poudre, comme purgatif, à la dose de 1 à 2 grammes; si la dose était très-forte, elle agirait comme les poisons âcres. Si, après avoir laissé déposer le suc de bryone, on épuise le précipité par l'eau, pour dissoudre toutes les matières solubles, il ne reste que la fécule amylacée, avec laquelle les Américains se nourrissent.

Racine d'ellébore blanc (*veratrum album,* de la famille des colchicacées). — Elle est formée de stéarine, d'oléine, et d'un acide volatil, de *gallate acide de vératrine,* d'amidon, de ligneux, de gomme, d'une matière colorante jaune, et de quelques sels minéraux (Pelletier et Caventou).

Racine de colchique (*colchicum autumnale,* de la famille des colchicacées). — Elle renferme, outre les substances qui composent la racine d'ellébore blanc, une grande quantité d'inuline (Pelletier et Caventou).

Racine du manihot aipi, de Pohl (famille des euphorbiacées).—Elle ne contient aucun principe dangereux, et peut être mangée sans inconvénient. La racine du *manihot utilissima,* au contraire, donne un suc laiteux, composé d'amidon, d'un principe volatil très-vénéneux qui paraît être de l'acide cyanhydrique, etc.; la racine dépouillée de ce suc contient beaucoup de fécule. Les habitants du Nouveau Monde commencent par extraire tout le suc de la racine; ils dessèchent celle-ci au soleil et la pulvérisent; la farine qui en résulte porte le nom de *cassave;* ils la font cuire sur une plaque de fer chaude, de manière à en obtenir des galettes auxquelles ils donnent le nom de *pain de cassave.*

Racine de saponaire (*saponaria officinalis,* de la famille des caryophyllées). — Elle est formée, suivant Bucholz, de 0,25 de résine molle, de 34 de *saponine,* de 0,25 d'extractif, de 33 de gomme, de 22,25 de ligneux, et de 13 d'eau. Le suc exprimé à la floraison a fourni à M. Braconnot 75 de *saponine* avec un peu d'acétate de potasse, 27,5 de matière animale soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, et 2,5 d'une matière inconnue blanchâtre.

Racine de grenadier (*punica granatum*, de la famille des granatées). — L'écorce de cette racine contient du tannin, une matière analogue à la cire, une substance sucrée en partie soluble dans l'eau et dans l'alcool (la portion soluble dans l'eau a les caractères de la mannite), et de l'acide gallique (Mitouart). Elle est employée avec succès dans le traitement du tænia. Il y a évidemment là un principe actif qui a échappé à Mitouart.

Racine de guimauve.—Elle contient de l'eau, de la gomme, du sucre, une huile grasse, de l'amidon, de l'*asparagine* unie à l'acide malique, de l'albumine, du ligneux, et différents sels (Bacon, de Caen).

Racine de pyrèthre (*anthemis pyrethrum*, de la famille des synanthérées, tribu des sénécionidées). — Elle est cylindrique, longue et grosse comme le doigt, grise et rugueuse en dehors, grise ou blanchâtre en dedans, d'une saveur brûlante qui excite fortement la salivation, d'une odeur irritante, désagréable. Elle contient 3 d'un principe âcre (*pyréthrine*), composé de résine brune, d'huile brune et d'huile jaune; 25 d'inuline, 11 de gomme, 0,55 de tannin, 12 de matière colorante, 45 de ligneux, 1,64 de chlorure de potassium, d'acide silicique, d'oxyde de fer, etc.; perte 1,81 (Parisel). On l'emploie dans les maladies des dents, dans la paralysie de la langue, et toutes les fois que l'on veut exciter une abondante salivation.

Racine d'aulnée (*inula helenium*, famille des synanthérées, tribu des astéroïdées). — Elle contient des traces d'une huile volatile liquide 0,04 d'*hélénine*, huile volatile concrète et cristallisable, 0,6 de cire, 1,7 de résine molle et âcre, 36,7 d'extrait amer soluble dans l'eau et dans l'alcool, 4,5 de gomme, 36,7 d'inuline, 13,9 d'albumine végétale, 5,5 de fibres ligneuses, et quelques sels potassiques, calciques et magnésiques. Elle est tonique et diaphorétique; sa décoction, employée en lotions, apaise presque instantanément les démangeaisons produites par les dartres, etc.

DES FEUILLES.

Les feuilles sont formées de 3 parties distinctes: 1° de l'épiderme, dont l'analyse n'a pas encore été faite; 2° de la pulpe, dans laquelle on trouve souvent de la cire, une matière végéto-animale, etc., et qui contient toujours une résine colorée, à laquelle on doit probablement attribuer la couleur des feuilles; 3° de ligneux.

Feuilles fraîches du nicotiana tabacum latifolia. — Ces feuilles contiennent une grande quantité d'albumine; une matière rouge peu con-

nue, qui se boursoufle beaucoup lorsqu'on la chauffe, et qui se dissout dans l'eau et dans l'alcool; de la *nicotine*, à laquelle le tabac doit ses propriétés vénéneuses; de la résine verte, du ligneux, de l'acide acétique, du malate acide de chaux, de l'oxalate et du phosphate de chaux, du chlorure de potassium, de l'azotate de potasse, du chlorhydrate d'ammoniaque, de l'oxyde de fer et de l'acide silicique (Vauquelin). (voy. *Nicotine*). Depuis les travaux de ce savant illustre, M. Goupil a vu que 1 kilogramme de tabac de Virginie pouvait fournir jusqu'à 40 ou 50 grammes de malate acide d'ammoniaque, et que le tabac contient des quantités notables d'acide citrique. Suivant M. Barral, il renfermerait en outre un acide particulier, qu'il a nommé acide *nicotianique*.

Le tabac en poudre, c'est-à-dire les feuilles sèches de quelques espèces de nicotiane que l'on a réduites en poudre après leur avoir fait subir un commencement de fermentation et leur avoir ajouté un peu de chaux pour leur donner du montant; ce tabac, dis-je, donne lorsqu'on le décompose par le feu, d'après Zeize, de l'acide butyrique, du butyrate d'ammoniaque, et des huiles particulières, susceptibles d'être transformées, par les alcalis, en acides butyrique et en plusieurs autres huiles encore peu connues; il laisse en brûlant 17 à 24 pour 100 de cendres; proportion énorme; tandis que les racines de la plante n'en donnent que de 5 à 14 pour 100. Le tabac a été administré comme émétique, purgatif, expectorant, errhin, etc.; on s'en est servi dans les infiltrations séreuses de la poitrine, dans l'asthme, les catarrhes, l'apoplexie séreuse, les paralysies des parties supérieures, le commencement des gouttes sereines, les maux de dents et d'oreilles, etc. On l'a donné principalement sous forme de sirop, préparé avec l'infusion de tabac, du miel et du vinaigre; ce médicament, connu sous le nom de *sirop de quercetan*, a été employé à la dose d'une cuillerée à café ou tout au plus d'une cuillerée à bouche, dans une potion de 120 à 130 grammes, dont on faisait prendre une cuillerée de trois en trois heures. On a aussi administré des lavements de *decoctum* de tabac préparés avec 8 ou 12 grammes de ce médicament et un litre d'eau que l'on réduisait à moitié; ces lavements sont fortement purgatifs et émétiques. Aujourd'hui on prescrit rarement le tabac à l'intérieur; son administration imprudente est suivie de trop de danger pour qu'on ne cherche pas à le remplacer dans les affections où il peut être utile. Quel que soit le tissu sur lequel on l'applique, il est absorbé, transporté dans le torrent de la circulation, et porte son action sur le système nerveux; il détermine un tremblement général, des vertiges, la paralysie, l'insensibilité générale, et la mort; il exerce, indépendamment de cette action.

une irritation locale suivie d'une inflammation plus ou moins vive.

Feuilles de belladona (*atropa belladona*). — Le suc de cette plante est composé d'eau, d'une substance amère, nauséabonde, soluble dans l'alcool, à laquelle la *belladona* doit ses propriétés médicales (*atropine* de Brande), d'une matière animale en partie coagulable par la chaleur, et qui reste en partie dissoute à la faveur d'un excès d'acide acétique libre, d'azotate et de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, d'oxalate acide de potasse et d'acétate de potasse, de phosphate de chaux, d'acide silicique et d'oxyde de fer. La poudre des feuilles de *belladona* semble avoir été administrée quelquefois avec succès dans les squirrhes des intestins, de l'utérus, des mamelles, et dans l'épilepsie; elle a été utile pour soulager les accès des maniaques, pour guérir les affections syphilitiques anciennes et sans inflammation, principalement lorsqu'on l'a associée au calomélas. Son emploi est très-avantageux dans la coqueluche, surtout lorsqu'on commence à l'administrer du quinzième au vingtième jour; cependant on en a obtenu de très-bons effets, même en la donnant dès le début de la maladie. On fait prendre aux enfants au-dessous d'un an, un centigramme de racine de cette plante, mêlée avec du sucre, matin et soir; les enfants de trois ou quatre ans en prennent le double; ceux de six ans, 7 centigrammes, en augmentant la dose jusqu'à en donner 10 ou 15 centigrammes dans les vingt-quatre heures. La *belladona*, administrée à plus forte dose, agit sur le système nerveux comme un poison énergique (voyez ma *Toxicologie générale,* 4[e] édition).

Feuilles de digitale.— Elles contiennent, d'après MM. Quevenne et Homolle, de la *digitaline,* de la *digitalose,* du *digitalin,* de la *digitalide* (ces quatre principes sont neutres), de l'acide *digitalique,* de l'acide *digitaléique,* de l'acide antirrhinique, de l'acide tannique, de l'amidon, du sucre, de la pectine, une matière azotée albuminoïde, une matière colorante rouge-orange incristallisable, de la chlorophylle, et une huile volatile (*Bulletin de l'Acad. de méd.,* janvier 1850).

Feuilles de gratiole (*gratiola officinalis*). — Le suc de cette plante est composé d'une substance gommeuse brune, d'un peu de matière animale, de beaucoup de chlorure de sodium, d'un malate qui paraît être à base de potasse, d'une matière résineuse très-amère, à laquelle Vauquelin, à qui l'on doit cette analyse, attribue les propriétés médicinales de la gratiole. Cette résine est très-soluble dans l'eau, surtout à l'aide des autres principes du suc. L'*infusum,* préparé avec un verre d'eau et vingt ou trente feuilles de gratiole, est quelquefois employé comme purgatif hydragogue, dans les hydropisies atoniques, les mala-

dies cutanées, etc. Le vin de gratiole est encore plus actif. Administrées à forte dose, ces préparations irritent, enflamment le canal digestif, et déterminent la mort.

Feuilles de ciguë (*conium maculatum,* famille des ombellifères). — Le suc, d'une belle couleur verte, contient beaucoup de chlorophylle, de l'albumine, de la gomme, un principe colorant, de la *conicine* unie à un acide, et plusieurs sels. On l'emploie en poudre, en teinture ou en extrait, dans les engorgements des viscères abdominaux, dans les affections squirrheuses, etc.

Feuilles du séné de la palthe.—Ce séné est mélangé de trois espèces du genre *cassia,* de la famille des légumineuses. Les feuilles de séné de la palthe sont d'un vert jaunâtre, peu odorantes, et douées d'une saveur âcre. Suivant MM. Lassaigne et Feneulle, elles contiennent de la chlorophylle, une huile grasse, une huile volatile peu abondante, de l'albumine, de la *cathartine* (principe purgatif), un principe jaune, de la gomme, de l'acide malique, du malate et du tartrate de chaux, de l'acétate de potasse, et quelques sels minéraux. On administre comme purgatif un *infusum* préparé avec 4 ou 8 grammes de feuilles de séné, non altérées, et 120 grammes d'eau; on l'associe ordinairement à d'autres purgatifs.

Feuilles d'absinthe (*artemisia absinthium*).—L'absinthe a fourni à l'analyse une très-grande quantité de résine, du chlorure de potassium et du sulfate de potasse, du sulfate et du carbonate de chaux, de l'acide silicique, de l'alumine, de l'oxyde de fer, un acide végétal libre, un acide végétal combiné avec la potasse (Kunsmuller), et un principe particulier, l'*absinthine.* On administre l'*infusum* aqueux et vineux d'absinthe comme tonique et stomachique, comme diurétique, vermifuge, emménagogue, etc.

Indigofera anil. — Le suc des tiges de cette plante est composé d'indigo au *minimum* d'oxydation, de matière végéto-animale, d'une matière verte et d'une matière jaune extractive, solubles dans l'alcool, de mucilage, d'un sel calcaire et de sels alcalins. La *fécule verte,* ou la partie tenue en suspension dans le suc non filtré, contient de la cire, de l'indigo, de la résine verte, de la matière animale, et une matière rouge particulière. Le *marc* est presque entièrement formé de ligneux.

DES FLEURS.

Les fleurs ont été fort peu étudiées sous le rapport de l'analyse chimique, aussi me dispenserai-je de faire leur histoire en détail.

Fleurs de coquelicot. — Elles renferment, d'après M. Riffard, 12 de matière grasse jaune, 40 de matière colorante rouge, 20 de gomme, et 28 de fibre végétale; on y trouve en outre le principe narcotique du suc de pavot (opium).

Girofle (fleurs desséchées du *caryophyllus aromaticus*, de la famille des myrtacées, arbre qui croît particulièrement aux Moluques). — Les girofles sont d'un brun foncé; leur saveur est âcre, aromatique et brûlante; ils donnent une poudre grasse, surtout lorsqu'ils sont de bonne qualité. Ils sont formés, suivant Tromsdorff, sur 1,000 parties, de 180 d'une huile volatile âcre, aromatique, qui communique cette propriété aux fleurs, de 40 parties d'une matière extractive peu soluble, de 130 de tannin particulier, de 130 de gomme, de 60 d'une résine particulière, de 280 de fibre végétale, et de 180 d'eau. Lodibert y a trouvé de plus de la *caryophylline.* On emploie l'huile de girofle pour cautériser les nerfs dentaires, pour détruire la carie des dents et celle des autres os. On prépare avec un litre de vin et quatre ou cinq clous de girofle une boisson tonique stomachique, dont on se sert avec succès dans les maladies venteuses, à la fin des dévoiements, dans les infiltrations passives, et dans la petite vérole, lorsque l'éruption est difficile.

Safran (*crocus sativus*, de la famille des iridées). — On emploie en médecine, sous ce nom, les stigmates des fleurs, qui sont sous forme de filaments longs, souples, élastiques, d'un rouge orangé foncé, sans mélange de styles blanchâtres ni d'antennes de couleur jaune, d'une odeur vive, pénétrante, colorant fortement la salive en jaune doré. Il renferme une matière colorante rouge orangée, une huile volatile odorante, de la cire végétale, de la gomme, de l'albumine, et une petite quantité de sels à base de potasse, de chaux et de magnésie (*Ann. de chim.*, t. LXXX). On l'emploie comme assaisonnement, il est usité en teinture; enfin il entre dans la composition de la thériaque, du laudanum de Sydenham, de l'élixir de Garus, etc.

Fleurs d'arnica montana (de la famille des synanthérées, tribu des sénécionidées). — Elles contiennent une résine jaune, ayant l'odeur d'arnica, une matière nauséabonde vomitive, de l'acide gallique, une matière colorante jaune, de l'albumine, de la gomme, du chlorure de potassium, du phosphate de potasse, un sel à base de chaux, des traces de sulfate et d'acide silicique (Chevallier et Lassaigne). Les fleurs d'arnica, en infusion aqueuse, sont excitantes et sudorifiques; on les emploie contre les affections rhumatismales, la paralysie, etc.; à forte dose, elles sont émétiques.

DU POLLEN ET DU NECTAIRE.

Les analyses du pollen de diverses fleurs, faites par Bucholz, John, Macaire Princep, Fourcroy et Vauquelin, ont prouvé qu'il existe une différence notable dans la composition des grains de pollen ; les substances qu'on y a trouvées sont des huiles volatiles et grasses, du sucre, une résine molle, de l'amidon, de la gomme, de l'albumine végétale, de la stéarine, de l'oléine, de la cire, des malates, plusieurs autres sels, et une matière que l'on a cru pouvoir considérer comme un principe immédiat, et à laquelle on a donné le nom de *pollénine*. Celle-ci, d'après M. Raspail, n'est qu'une poudre composée de grains de pollen avec leur épiderme, leur *test*, leur *gluten* intérieur, et une certaine quantité de résine et d'huile : c'est le gluten, dit-il, avec toutes ses variations accidentelles ; aussi ne le trouve-t-on pas identique dans deux végétaux.

Le *nectaire* des fleurs est composé, d'après M. Braconnot, de 13 parties de sucre de canne, de 10 parties de sucre incristallisable, et de 77 d'eau.

DES FRUITS ET DES GRAINES.

Houblon (cônes de l'*humulus lupulus,* de la famille des cannabinées). —Ces cônes sont chargés d'une poussière organisée, jaune, odorante, résineuse, à laquelle on attribue principalement les propriétés médicales du houblon, et qui contient une résine, une huile volatile, de la *lupuline* (matière amère), de la cire, du tannin, du gluten, etc. Il existe dans les jeunes pousses une matière sucrée. La partie herbacée des racines, des tiges, des feuilles, des bractées, des fleurs, renferme une matière végétale styptique, astringente, âpre, nullement amère.

Baies de laurier (*laurus nobilis*). — Elles contiennent, suivant M. Bonastre, de l'huile volatile, une matière cristalline que l'on pourrait appeler *laurine,* une huile grasse de couleur verte, un composé d'huile liquide et de cire, de la résine unie à une sous-résine glutineuse, de la fécule, un extrait gommeux, une substance analogue à la bassorine, du sucre incristallisable, un acide, $1/3$ environ de parenchyme, des traces d'albumine, des sels, et de l'humidité.

Follicules de séné de la palthe. — M. Feneulle a retiré de ces fruits de la *cathartine,* une matière colorante, très-peu d'albumine, beaucoup de mucus, une huile grasse, une huile volatile, du ligneux, de l'acide

nalique, des malates de potasse et de chaux, et plusieurs sels minéraux.

Casse ou *fruit du canéficier* (*cassia fistula,* de la famille des légumineuses). —Vauquelin a retiré de 1,000 grammes de ce fruit 351,55 de valves, 70,31 de cloisons, 132,82 de graines, 445,32 de pulpe. Celle-ci a fourni : sucre, 148,44; pectine, 31,25; gomme, 15,62, glutine, 7,92; matière extractive amère, 5,10; eau, 236,99. La casse est un purgatif doux, on l'emploie en pulpe et en extrait; la pulpe existe dans la composition de l'électuaire *catholicum* et du lénitif.

Tamarin (fruit du *tamarindus indica,* de la famille des légumineuses). —La pulpe contenue dans ce fruit est brune ou rouge, d'une saveur astringente, légèrement sucrée. Vauquelin y a trouvé 9,40 d'acide citrique, 1,55 d'acide tartrique, 0,45 d'acide malique, 3,25 de bitartrate de potasse, 12,50 de sucre, 4,70 de gomme, 6,25 de pectine, 34,35 de parenchyme, 27,55 d'eau. La pulpe de tamarin est laxative et antiputride; elle entre dans la composition de l'électuaire *catholicum* double et du lénitif. On doit rejeter le tamarin qui contient du cuivre pour avoir été préparé dans des bassines de ce métal

Graines céréales. — Seigle. Suivant Einhoff, 3,840 parties de seigle sont formées de 930 parties d'enveloppe, de 390 d'humidité, et de 25,20 de farine. La même quantité de farine renferme 126 d'*albumine,* 364 de *gluten* non desséché, 426 de *mucilage,* 23,45 d'*amidon,* 126 de *sucre,* 245 d'enveloppe (perte, 208).

Seigle ergoté. —D'après Wiggers, le seigle ergoté serait formé de 35,0006 d'une huile grasse, blanche, particulière; 1,0456 d'une matière grasse, blanche, cristallisable, très-molle; 0,7578 de cérine, 46,1862 de matière fongueuse; 1,2465 d'*ergotine,* matière pulvérulente rouge brune, ayant les plus grands rapports avec le rouge cinchonique, dont elle diffère cependant par l'odeur et la saveur; 7,7646 d'osmazome végétal, 1,5530 de sucre du seigle ergoté; 2,3250 de matière gommeuse extractive, combinée avec un principe colorant azoté, rouge de sang; 1,460 d'albumine végétale, 4,4221 de phosphate acide de chaux combiné avec des traces de fer, 01394 d'acide silicique.

En comparant cette analyse à celle du seigle, on verra que le seigle ergoté ne contient plus d'amidon, que le gluten s'y trouve altéré, et qu'il renferme plusieurs substances qui n'existent pas dans le seigle ordinaire. Plusieurs naturalistes pensent, d'après cela, que l'ergot du seigle n'est qu'une dégradation résultant d'une maladie produite par des causes extérieures. Virey le regardait comme l'effet d'une matière putride, et il attribuait ses propriétés vénéneuses à la matière âcre et à la sub-

stance animale putrescente qu'il contient; cette opinion n'est pas cependant généralement adoptée. Paulet et de Candolle croient que l'ergot n'est autre chose qu'un végétal nouveau, développé dans la balle qui devait contenir le grain de seigle. M. Guibourt dit que l'ergot n'est pas un ovaire ou un grain altéré, mais bien un champignon, qui, *après la destruction de l'ovaire,* s'est greffé à sa place sur le pédoncule. L'analyse du champignon connu sous le nom de *uredo zea maydis,* faite par Dulong, vient à l'appui de ces diverses opinions, que M. Wiggers ne balance pas à adopter. Suivant cet auteur, les effets nuisibles du seigle ergoté devraient être rapportés à l'*ergotine ;* tandis que ses propriétés médicamenteuses résideraient dans la décoction aqueuse, qui ne renferme pas d'ergotine (voy. *Journ. de pharm.,* septembre 1832).

M. Bonjean croit au contraire, après avoir fait un grand nombre d'expériences, que c'est à une huile fixe que le seigle ergoté doit ses qualités vénéneuses, et non à l'ergotine; tandis qu'il attribue à un extrait qu'il a appelé *hémostatique,* et qui n'est pas vénéneux, la propriété d'exciter les contractions utérines.

Le *froment,* l'*orge,* et l'*avoine,* contiennent tous de l'eau, de la fécule, du gluten, du glucose, de la dextrine, une matière grasse, et des sels en quantité qui varie pour chacun d'eux, et même suivant les lieux où ils ont été cultivés; toutefois la proportion de gluten qui forme dans la farine la partie nutritive est plus considérable dans le froment que dans le seigle, et plus dans l'orge que dans l'avoine. Le tableau suivant, emprunté à M. Péligot, peut donner une idée des limites entre lesquelles varie la quantité des principes contenus dans diverses farines de froment dont on n'avait pas séparé le *son* (*Journ. de pharm.,* juillet 1850).

Analyse des blés.

	Blé blanc de Flandre.	Hardy-White.	Touselle blanche de Provence.	Blé Polish Odessa.	Blé Hérisson	Poulard roux.	Poulard bleu conique (année moyenne).
Eau.	14,6	13,6	14,6	15,2	13,2	13,9	14,4
Matières grasses. . . .	1,0	1,1	1,3	1,5	1,2	1,0	1,0
Matières azotées insolubles dans l'eau. . . .	8,3	10,5	8,1	12,7	10,0	8,7	13,8
Matières azotées solubles (albumine).	2,4	2,0	1,8	1,6	1,7	1,9	1,8
Matière soluble non azotée (dextrine).	9,2	10,5	8,1	6,3	6,8	7,8	7,2
Amidon.	62,7	60,8	66,1	61,3	67,1	66,7	56,9
Cellulose.	1,8	1,5	»	»	»	»	1,5
Sels.	»	»	»	1,4	»	»	1,9

	Poulard bleu conique (année très-sèche).	Mitadin du Midi.	Blé de Pologne.	Blé venant de la Hongrie.	Blé d'Égypte.	Blé d'Espagne.	Blé de Tangarock.
Eau.	13,2	13,6	13,2	14,5	13,5	15,2	14,8
Matières grasses. . . .	1,2	1,1	1,5	1,1	1,1	1,8	1,9
Matières azotées insolubles dans l'eau. . . .	16,7	14,4	19,8	11,8	19,1	8,9	12,2
Matières azotées solubles (albumine).	1,4	1,6	1,7	1,6	1,5	1,8	1,4
Matière soluble non azotée (dextrine).	5,9	6,4	6,8	5,4	6,0	7,3	7,9
Amidon.	59,7	59,8	55,1	65,6	58,8	63,6	57,9
Cellulose.	»	1,4	»	»	»	»	2,3
Sels	1,9	1,7	1,9	»	»	1,4	1,6

Le son provenant du blé contient 8 p. 100 de cellulose, tandis que blé n'en renferme à peu près que 1,7 p. 100 en moyenne.

L'eau a été déterminée en chauffant 5 à 10 grammes de blé récemment moulu dans l'étuve à l'huile, à la température de 110° à 120°.

Les matières grasses ont été isolées au moyen de l'éther rectifié et mplétement privé d'eau.

L'eau appliquée au blé déjà dépouillé de matière grasse a enlevé la xtrine et l'albumine; cette dextrine a été dosée d'après la quantité d'a-te fournie par les parties solubles dans l'eau contenues dans le blé,

en admettant que l'albumine contient 16 p. 100 d'azote; on sait que la dextrine ne renferme pas cet élément.

Le gluten (matière azotée insoluble) a été calculé aussi d'après la proportion d'azote qu'il a fourni.

L'azote lui-même a été dosé en recueillant dans un volume connu d'acide sulfurique titré l'ammoniaque résultant de la combustion du blé par un mélange de chaux et de soude caustique, et en déterminant, par une dissolution mesurée de saccharate de chaux, la quantité d'acide sulfurique que l'ammoniaque avait saturée. M. Péligot est convaincu que ce procédé est d'une exécution plus facile, plus prompte et moins dispendieuse que le procédé ancien, et que ses résultats sont en général plus exacts.

Pour l'amidon, M. Péligot a cherché à le déterminer par deux méthodes : 1° en le transformant en sucre au moyen de l'acide sulfurique très-étendu, et en opérant sur le blé, préalablement dépouillé des matières grasses et des matières solubles dans l'eau; 2° en opérant la même transformation au moyen de la diastase; le poids du résidu insoluble comparé à celui de la matière employée, donnait par différence le poids de l'amidon.

La détermination de la cellulose n'avait encore été faite par aucun chimiste; M. Péligot l'a obtenue au moyen d'un procédé qui mérite d'être décrit, et auquel il a été conduit en étudiant l'action que l'acide sulfurique, pris à différents degrés de concentration, exerce sur chacune des matières contenues dans le froment. Il a constaté qu'en mettant en contact l'amidon, le gluten sec et même humide, avec l'acide sulfurique à 6 équivalents d'eau, ces différents corps sont dissous surtout si l'on maintient le mélange pendant quelque temps à 70° ou 80°. L'amidon est changé en glucose; les matières azotées insolubles qui constituent le gluten se transforment d'abord en des produits solubles dans l'acide sulfurique employé, qui s'en séparent sous forme de flocons quand on vient à ajouter de l'eau à la liqueur acide, mais qui y restent dissous quand on ajoute à celle-ci une certaine quantité d'acide acétique. De plus, ces matières deviennent entièrement solubles dans l'eau quand le mélange acide a été maintenu pendant un peu de temps à une température voisine de l'ébullition de l'eau. On essaie donc cette liqueur de temps à autre, et l'on cesse de chauffer quand elle ne se trouble plus par l'addition de l'eau. En mettant du blé moulu en contact pendant vingt-quatre heures avec l'acide sulfurique à 6 équivalents d'eau à la température ordinaire, la pâte que l'on obtient d'abord finit par se liquéfier; elle devient translucide, elle se colore ensuite en vio-

et, puis en noir, quand on chauffe; ces colorations disparaissent par l'addition de l'eau; le liquide tient en suspension la cellulose, qui provient tant de l'enveloppe extérieure des grains que de ses cellules intérieures. On lave la cellulose sur un filtre d'abord avec de l'eau chaude, puis avec une dissolution de potasse caustique, qui lui enlève une partie de la matière grasse et une matière brune; après un nouveau lavage à l'eau chaude, à l'acide acétique faible, puis à l'eau, enfin à l'alcool et à l'éther, on dessèche à 110° le filtre, dont on a fait la tare avec un filtre semblable et soumis aux mêmes lavages. On obtient ainsi le poids de la cellulose.

La maladie connue sous le nom de *nielle*, à laquelle sont sujets l'orge et le froment, et qui est produite par un fongus, a été l'objet des recherches de Fourcroy, de Vauquelin et d'Einhoff. Ces semences contiennent une huile âcre, du gluten putride, du charbon, qui leur communique une couleur noire, de l'acide phosphorique, du phosphate ammoniaco-magnésien, et du phosphate de chaux; on n'y trouve pas d'amidon.

Préparation du pain. On prépare ordinairement le pain avec la farine de froment ou de seigle; les autres semences, ainsi que la pomme de terre, ne fournissent du pain de bonne qualité qu'autant qu'on les a mêlées aux précédentes. On fait une pâte avec de la farine et du levain frais formé par de la pâte aigrie depuis peu de temps ou par de la levûre de bière délayés dans de l'eau froide; on la pétrit, afin de mêler intimement ces différentes substances, et on l'abandonne à elle-même à une température de 12° à 15°; il s'établit bientôt une réaction entre les éléments qui composent la farine et le levain; une petite partie de l'amidon est transformée en sucre par l'action qu'exerce sur elle l'acide développé dans le levain; ce sucre, ainsi que celui qui fait naturellement partie de la farine, éprouve la fermentation spiritueuse, et donne naissance à de l'acide carbonique et à une très-faible quantité d'alcool, qui passe bientôt à l'état d'acide acétique; si, comme il arrive le plus souvent, on emploie des levains conservés pendant plus d'une semaine, le gaz carbonique formé tend à se dégager, dilate les cellules du gluten, rend la pâte légère, blanche, et s'oppose par conséquent à ce qu'elle soit *mate* : on dit alors que la pâte est levée; à cette époque, on la fait cuire. Si la farine que l'on emploie ne contient pas de gluten, ou que son mélange avec le levain n'ait pas été intime, on obtient un pain mat.

Vogel, dans un travail sur la panification, a établi : 1° que le gaz acide carbonique ne peut pas remplacer la levûre et le levain, comme

l'avait prétendu M. Etling; 2° que le gaz hydrogène a la faculté de soulever la pâte, mais qu'il ne peut pas la faire fermenter; 3° qu'il est impossible de former du pain en réunissant les éléments de la farine préalablement séparés par l'analyse; 4° que, lorsqu'une farine de mauvaise qualité refuse d'entrer en fermentation et donne un mauvais pain, on peut l'améliorer au moyen du carbonate de magnésie proposé par M. Edmond Davy (1) : ce sel est décomposé par l'acide acétique contenu dans la pâte, et l'acide carbonique mis à nu sert probablement à dilater les cellules du gluten; toujours est-il que le pain renferme dans ce cas de l'acétate de magnésie; 5° que le pain fait avec le riz ou avec l'avoine est dur, que ce dernier est en outre grisâtre et sensiblement amer.

Le pain cuit et préparé de diverses manières contient, selon l'espèce, des quantités d'eau très-variables; c'est ainsi que

Le pain de munition renferme	50	parties d'eau pour 100
Le pain de ménage.	48	—
Le pain à café de Paris.	31	—
Le pain ordinaire.	30	—

Ces quantités d'eau peuvent être considérablement augmentées par l'addition frauduleuse et nuisible de certains sels, tels que l'alun et le sulfate de cuivre, qui, étant mêlés à la farine, lui donnent une grande puissance hygroscopique; il faut se tenir en garde contre de tels abus.

Je vais terminer cet article par l'énumération des mélanges à l'aide desquels on a fait du pain. On peut l'obtenir excellent avec moitié de froment et moitié de maïs; le pain de ménage peut être préparé avec parties égales de farine de froment et de farine de seigle, d'orge, d'avoine, de sarrazin et de pommes de terre; celle-ci peut, lorsqu'elle est fraîche, y entrer pour les deux tiers ou pour les $4/5$. M. Quest a présenté à la Société d'agriculture un pain fait avec des *pommes de terre* et du levain ordinaire; ce pain, préparé pour les gens de la campagne, ne reviendrait qu'à 6 centimes $1/2$ la livre. M. Quest pense que sa qualité nutritive est au moins égale à celle du pain fait avec un mélange des farines de seigle, d'orge et de petit blé; ce qui ne peut pas être, puisqu'il ne contient que fort peu de gluten (*Journ. de chim. méd.*, mars 1832). On a fabriqué du pain avec 10 kilogrammes de farine bise, 20 ki-

---

(1) M. Mouchoux a élevé des doutes sur la réalité de ce fait (*Journ. de chim. médic.*, août 1829).

ogrammes de fécule de pommes de terre, 250 grammes de cassonade brute, 250 grammes de sel, autant de levûre de bière liquide, et 22 litres d'eau; ce pain revient à 7 centimes ½ le demi-kilogramme. M. Millon, se fondant sur ce fait, que le *son* de blé contient au moins 90 à 92 parties p. 100 de substances nutritives, telles que le gluten, l'amidon, les matières grasses, et 10 à 8 p. 100 seulement de ligneux inerte, a proposé de le soumettre à une nouvelle mouture, et de le mélanger à la farine pour la fabrication du pain. M. Lepage, au nom du comice agricole de Gisors, a reconnu depuis que du pain préparé avec 3 parties de fleur de farine et 1 partie de son réduit en farine, réunissait toutes les qualités désirables.

Maïs. — La farine de maïs (*zea maïs*) contient, d'après Gorham, 77 de fécule, 3 de zéine (gluten de maïs), 2,50 d'albumine, 1,45 de sucre, 0,80 d'extractif, 1,75 de gomme, 1,50 de phosphate et de sulfate de chaux, 3 de fibre végétale, et 9 d'eau. M. Dumas, contrairement à l'opinion de M. Liebig, y admet encore environ 9 p. 100 d'une huile. Quant à la proportion de sucre cristallisable qui existe dans la tige même du maïs, d'après M. le Dr Pallas, elle deviendrait assez abondante pour être exploitée lorsqu'on aurait eu le soin de casser l'épi au moment de la fructification. On fait avec le maïs des bouillies et des gâteaux qui constituent un aliment sain et nourrissant. Il contient trop peu de gluten pour qu'on puisse l'employer utilement à la fabrication du pain, à moins qu'on n'y ajoute un tiers de farine de froment.

Riz (*oriza sativa*). — M. Braconnot a retiré du riz de la Caroline 5,00 d'eau, 85,07 de fécule, 4,80 de parenchyme, 3,60 de matière végéto-animale, 0,29 de sucre incristallisable, 0,71 de matière gommeuse voisine de l'amidon, 0,13 d'huile, 0,40 de phosphate de chaux. Le riz de Piémont a fourni au même chimiste 7,00 d'eau, 83,80 d'amidon, 4,80 de parenchyme, 3,60 de matière végéto-animale, 0,05 de sucre incristallisable, 0,10 d'une matière analogue à l'amidon, 0,25 d'huile, 0,40 de phosphate de chaux.

On prépare avec le riz l'eau-de-vie connue sous le nom de *rack*, ce que l'on explique facilement, en admettant que la fécule est transformée en sucre au moyen du gluten.

Graines des légumineuses. — M. Einhoff, en faisant l'analyse des pois (*pisum sativum*) et des fèves (*vicia faba*), les a trouvés formés, sur 3840 parties, de :

	Pois.	Fèves.
Matière volatile	540	600
Amidon	1265	1312
Légumine	559	417
Albumine	66	31
Sucre	81	0
Mucilage	249	177
Matières féculentes, fibreuses, et enveloppe	840	996
Extractif soluble dans l'alcool	0	136
Sels	11	375
Perte	229	1335

Moutarde. — La graine de moutarde *noire* (*sinapis nigra*, de la famille des crucifères) contient de la myrosine, du myronate de potasse, une huile âcre, brûlante, volatile et pesante, une autre huile grasse, de la sinapisine, du soufre, du phosphore, une matière albumineuse végétale, et beaucoup de mucilage; l'huile grasse saponifiée a fourni de la glycérine et trois acides *gras*, savoir : l'acide stéarique, l'acide *érucique*, et un autre acide dont on ne connaît pas encore la nature. La *sinapisine* est cristalline et sulfurée; elle fermente avec la mirosine, et donne un principe piquant.

La graine de moutarde blanche (*sinapis alba*) contient de la myrosine, de la sinapisine, etc.; on en retire aussi une huile grasse, fluide, d'un jaune d'ambre, fournissant de l'acroléine lorsqu'on la chauffe, et un savon composé d'acide *érucique* et de soude quand on la traite par cette dernière base; elle renferme donc aussi de la glycérine.

Poivre noir (*piper nigrum*, famille des pipéritées). — Il est formé, d'après Pelletier d'une part, et Poulet de l'autre, de *piperin*, d'une huile concrète, très-âcre, d'une huile volatile balsamique, analogue, d'après M. Dumas, à l'huile essentielle de térébenthine, dont elle offre la composition, de gomme colorée, d'extractif analogue à celui des légumineuses, d'amidon, de bassorine, de ligneux, d'acides malique et tartrique, et d'une petite quantité de sels terreux et alcalins (*Journal de pharmacie*, t. VII). Le *poivre long* contient les mêmes principes, d'après M. Dulong d'Astafort (*Journ. de pharm.*, t. XI).

Cubèbes (fruit du *piper cubeba*). — Ils sont formés, d'après Monheim, de 650 de ligneux, de 60 d'extractif, de 60 de *cubébin*, de 30 de matière cérumineuse, de 25 d'huile volatile verte, de 10 d'huile volatile jaune, de 15 de résine balsamique, et de 155 de chlorure de sodium (*Journ. de chim. méd.*, juillet 1835).

Amandes douces (*amygdalus communis*, de la famille des rosacées). — Elles contiennent, d'après M. Boulay, 3,50 d'eau, 5 de pellicules, 54,00

'huile fixe, 24,00 d'albumine, 6,00 de sucre liquide, 3,00 de gomme, ,00 de parties fibreuses, un peu d'acide acétique, et de l'émulsine. M. Payen et Henry fils considèrent la matière solide des amandes omme une substance *albumino-caséeuse*. Proust avait dit, en 1817, que émulsion des amandes est du *caséum* uni à de l'huile avec un peu de ıcre et de gomme. On s'en sert pour extraire l'huile, pour faire des nulsions, des loochs, le sirop d'orgeat, etc.

Amandes amères. — Suivant Vogel, ce fruit serait formé d'enveloppe, 5; huile grasse, 28,0; matière caséeuse, 30; sucre, 6,5; gomme, 3; ›re végétale, 5; un peu d'huile volatile pesante et d'acide cyanhydri-ıe. Les expériences plus récentes de MM. Robiquet et Charlard ap-'ennent que les amandes amères contiennent de l'*amygdaline* et la *naptase* (voy. p. 268).

Noix vomique (graine du *strychnos nux vomica*, famille des loga-acées). — Elle est formée d'igasurates de strychnine et de brucine, un peu de cire, d'huile concrète, de matière colorante jaune, de mme, d'amidon, de bassorine et de ligneux. M. Choriol a constaté ns la noix vomique l'existence du lactate de chaux (*Journal de phar-acie*, 1833). La *fève de Saint-Ignace* (graine de l'*ignatia amara*) est mposée des mêmes principes, si ce n'est qu'elle contient beaucoup oins de brucine, d'huile concrète et de matière colorante (Pelletier et ventou); elle renfermerait, d'après M. Jori, du tannate de strychnine, l'acide tannique, un sel organique alcalin de strychnine, de la mme, une gomme insoluble, de l'amidon, une résine, et du ligneux *ourn. de pharm.*, mai 1835).

Upas. — Il existe deux sortes d'*upas*, savoir, l'*upas antiar*, produit r l'*antiaris toxicaria*, et l'*upas tieuté*, retiré du *strychnos tieuté*, végé-l ligneux, de la famille des *loganiacées*. L'upas tieuté est un extrait lide, brun rougeâtre, un peu translucide, contenant beaucoup de 'ychnine, sans brucine, et une matière brune que l'acide azotique rdit.

La *fève tonka* (graine du *coumarouna odorata*) est formée, d'après M. Boullay et Boutron, d'une graisse saponifiable, d'une matière cris-line particulière, de nature grasse (*coumarine* de M. Guibourt), de cre, de malate acide de chaux, de gomme, d'amidon et de ligneux.

Café (*coffea arabica*, de la famille des rubiacées). — La graine contient s acides gallique, malique et ellagique, une substance jaune sembla-e à celle qui existe dans la noix vomique, de la *caféine*, du sucre, beau-up de gomme, une huile concrète, du soufre, du fer, du ligneux

(Peretti). M. Rochléder a, en outre, constaté dans le café la présence de la légumine et d'un acide *cafétannique* (*caféique* de Pfaff, et *chlorigénique* de Payen). D'après ce dernier chimiste, la *caféine* existerait sous deux états dans le café, en partie libre, en partie à l'état de *chlorigénate double* de potasse et de caféine. L'acide chlorigénique serait formé, à l'état anhydre, de $H^8C^{16}O^7$. Peretti attribue l'arome du café à la décomposition de la gomme-résine, qui a lieu sous l'influence de la torréfaction. M. Payen pense, au contraire, que le principe aromatique existe tout formé dans le café, masqué par une matière grasse, et qu'il est mis en liberté par une torréfaction légère.

Cacao (*theobroma cacao*, arbre de la famille des malvacées, qui croît au Mexique, aux Antilles, dans la Colombie, etc.). — La graine de cacao renferme moitié de son poids d'huile solide (beurre de cacao), de la *théobromine* (voy. p. 444), un principe colorant rouge, soluble dans l'alcool, du tannin, et de la gomme; il ne paraît pas contenir d'amidon.

Cévadille. — Les graines de cévadille (*veratrum officinale*) sont formées d'une matière grasse, composée d'oléine, de stéarine et d'acide cévadique, de *gallate acide de vératrine,* de cire, de matière colorante jaune, de gomme, de ligneux, et de quelques sels minéraux (Pelletier et Caventou).

Staphysaigre (graines du *delphinium staphysagria,* de la famille des renonculacées). — Elles sont composées, d'après MM. Lassaigne et Feneulle, de malate acide de *delphine,* d'un principe amer brun, d'huile volatile, de graisse, de gomme, d'albumine, d'une autre matière animalisée, de mucoso-sucré, d'un principe amer jaune, et de quelques sels minéraux.

Coque du Levant (fruit de l'*anamirta cocculus,* de la famille des ménispermacées). — L'*amande* contient de la *picrotoxine,* de la résine, de la gomme, une matière grasse acide, que MM. Le Canu et Casaseca disent contenir des acides margarique et oléique, de la cire, une matière odorante, de l'acide malique, du mucus, de l'amidon, du ligneux, et des sels inorganiques. Les *enveloppes* renferment de la cire, une matière grasse, une matière résineuse et feuillescente, de la gomme, de l'amidon, de l'acide *hypopicrotoxique,* une *matière jaune alcaline,* de la *ménispermine,* de la *paraménispermine,* et des sels inorganiques (*Ann. de chim.,* octobre 1833).

Noix de cocotier (*cocos nucifera*). — Tromsdorff a trouvé dans le suc de ce fruit beaucoup d'eau et de sucre liquide, un peu de gomme,

et un sel végétal. Le *noyau* et la partie charnue de la noix contiennent une très-grande quantité d'huile grasse, se figeant facilement, que Tromsdorff a proposé d'appeler *beurre végétal*, un liquide aqueux, de l'albumine, et du sucre liquide (*mucoso-sucré*). Il suit de ces détails que la noix de cocotier doit être une substance très-nourrissante, et en effet, elle est employée comme aliment en Asie et en Amérique.

Semences du lycopodium clavatum (lycopode). — Suivant Bucholz, ces semences contiennent 60 parties d'une huile fixe, soluble dans l'alcool, 30 de sucre, 15 de mucilage, 895 d'une substance jaune, pulvérulente, combustible (*pollénine*), insoluble dans l'eau, dans l'alcool, l'éther, l'huile essentielle de térébenthine, et les dissolutions alcalines froides. On emploie ces semences toutes les fois que l'on veut produire de grandes flammes : il s'agit simplement d'en projeter la poudre sur une bougie allumée.

DES FRUITS CHARNUS.

Tous les fruits charnus contiennent du sucre, du ferment, ou bien une matière qui n'exige pour fermenter que le contact de l'air ; ils renferment, en outre, du mucus, du ligneux, un principe colorant, et un ou deux acides. Les acides le plus généralement répandus dans les fruits sont les acides malique et citrique ; on y trouve quelquefois l'acide acétique et le bitartrate de potasse; quelques-uns d'entre eux renferment aussi de la gelée, du tannin, et une substance végéto-animale analogue à l'albumine ou au gluten.

Fruit du potiron, de la famille des cucurbitacées. — D'après M. Girardin de Rouen, le potiron dit *pain du pauvre*, le potiron commun, l'artichaut de Jérusalem, le giraumont bonnet-turc, et la courge sucrine du Brésil, contiennent des proportions différentes des substances suivantes : eau en grande quantité, sucre analogue au sucre de canne, albumine, et une autre matière azotée, analogue à la caséine, une substance mucilagineuse ou gommeuse, une matière grasse, une matière colorante, jaune, de la cellulose, des sels solubles et insolubles, des traces d'un acide libre, d'un principe aromatique, et de fécule. Le potiron dit *pain du pauvre* donne des fruits plus riches en substances nutritives; la chair en est très-agréable, et sa pulpe, très-dense, peut être conservée longtemps. Associés aux fourrages secs, les potirons et la citrouille servent utilement à nourrir les bestiaux (*Journ. de pharm.*, juillet 1849).

DES BULBES ET DES TUBERCULES.

Oignon (bulbe de l'*allium sativum*).—Cette bulbe contient une huile volatile sulfurée, âcre et caustique, beaucoup de sucre liquide et de mucilage semblable à la gomme arabique, une matière végéto-animale coagulable par la chaleur et analogue au gluten, du ligneux tendre, retenant un peu de cette dernière matière, de l'acide phosphorique et de l'acide acétique, du phosphate et du citrate calcaire (Fourcroy et Vauquelin). L'huile volatile distillée, à la chaleur d'un bain bouillant de chlorure de sodium, doit encore être considérée comme un mélange d'oxyde et de monosulfure d'*allil* et d'autres sulfures plus sulfurés de ce même corps (voy. *Essence d'ail,* à la page 246). Le suc d'oignon est-il abandonné à lui-même, à la température de 15° à 20°, il ne fournit point d'alcool, le sucre se détruit, et il se forme beaucoup d'acide azotique et de la *mannite.* La manne serait-elle le produit d'une altération analogue éprouvée par la séve des frênes et des mélèzes?...

L'*ail* est un puissant stimulant; cependant il est fort peu employé en médecine, à cause de son odeur et de sa saveur désagréables; on donne quelquefois son *decoctum* dans les affections vermineuses; il est un des principaux ingrédients du vinaigre des *quatre voleurs,* dont on fait usage intérieurement et extérieurement dans les maladies contagieuses.

Scille (*scilla maritima*). — Suivant Vogel, 100 parties de scille desséchée contiennent 30 parties de ligneux, 6 de gomme, 24 de tannin, de citrate de chaux et d'une matière sucrée, enfin 35 parties d'un principe qu'il a appelé *scillitine.* La scille fraîche renferme, en outre, un principe âcre, volatil, qui se décompose à la température de l'eau bouillante. Tilloy y a trouvé encore une matière grasse. On l'emploie en médecine comme diurétique, expectorant, émétique; on l'administre ordinairement dans l'oxymel ou dans le vin.

Pommes de terre (tubercules du *solanum tuberosum*).—Suivant Vauquelin, les pommes de terre renferment $^{1}/_{100}$ ou $^{1}/_{100}$ et demi de *parenchyme* pur, 2 ou $^{3}/_{100}$ de matière extractive, $^{28}/_{100}$ de fécule, si elles sont très-amylacées, et 18 ou 20 si elles le sont moins, $^{33}/_{100}$ d'eau si elles sont très-aqueuses, et $^{22}/_{100}$ si elles le sont moins.

Le suc, ou plutôt le lavage des pommes de terre écrasées, fournit les produits suivants : $^{7}/_{1000}$ d'albumine colorée, $^{12}/_{1000}$ de citrate de chaux, environ $^{1}/_{1000}$ d'asparagine, une très-petite quantité de résine amère, aromatique et cristalline, du phosphate de potasse et du phosphate de chaux, du citrate de potasse et de l'acide azotique libre, 4 ou $^{5}/_{1000}$

d'une matière azotée particulière, à laquelle Vauquelin n'a pas donné de nom.

Plusieurs chimistes pensent qu'elle contient en outre du sucre; en effet, les pommes de terre exposées à la gelée se ramollissent, acquièrent une saveur sucrée, et ne tardent pas à éprouver la fermentation putride; d'une autre part, si on les écrase dans de l'eau chaude après les avoir fait cuire, et qu'on les mêle avec de la levûre, on obtient de l'eau-de-vie.

Batate (*convolvulus batatas*). — Tubercule formé d'eau, de fécule, de ligneux, d'acide pectique, de sucre cristallisable semblable à celui de la canne, de sucre incristallisable, d'albumine, de deux matières grasses, d'acide malique, de quelques traces d'huile essentielle, de substance aromatique et de matière colorante rougeâtre, d'une substance qui est colorée en bleu par le contact de l'air, et de plusieurs sels (Payen et Henry fils).

Topinambour (tubercules fournis par la racine de l'*helianthus tuberosus,* de la famille des synanthérées, tribu des senécionidées). — Ils sont pédiculés, de la grosseur d'une poire, et même plus gros, rouges ou verts à l'extérieur, blancs à l'intérieur. Ils contiennent, s'ils sont récents, 77,20 d'eau, 14,80 de sucre incristallisable, 3 d'inuline, 1,22 de squelette végétal, 1,08 de gomme, 0,99 de glutine, 0,06 d'huile très-soluble dans l'alcool, 0,03 de cérine, 1,07 de citrate de potasse, 0,08 de citrate de chaux, 0,03 de malate de potasse, 0,02 de tartrate de chaux, 0,02 d'acide silicique, 0,12 de sulfate de potasse, 0,08 de chlorure de potassium, 0,06 de phosphate de potasse, 0,14 de phosphate de chaux (Braconnot). On s'en sert pour nourrir les bestiaux; les hommes les mangent aussi, après les avoir fait cuire; ils ne contiennent point d'amidon, et sont peu nutritifs.

DES LICHENS.

La composition des lichens est trop différente suivant les espèces, pour pouvoir être décrite d'une manière générale.

Lichen d'Islande (*lichen islandicus, cetraria islandica*).— Il est formé de 3,6 de sucre incristallisable, de 3 de principe amer ou de *cetrarin,* pulvérulent, blanc, léger, inodore, inaltérable à l'air, très-amer, neutre aux couleurs végétales, peu soluble dans l'alcool, moins soluble encore dans l'éther et dans l'eau, de 1,6 de cire et de chlorophylle, de 3,7 de gomme, de 7 de matière extractive colorée, de 44,6 de fécule, de 36,6 de squelette féculacé, et de 1,9 de bitartrate de potasse, de

tartrate et de phosphate de chaux (Berzelius). Suivant M. Peretti, le lichen contiendrait beaucoup de pectate de potasse, et sa saveur amère serait due à un acide particulier combiné en partie avec le principe amer, et en partie avec la potasse (*bilichinate de potasse*). M. Guérin-Varry a désigné sous le nom de *lichénine* la partie organique soluble du lichen d'Islande, ou la gomme, qui offre la même composition que la fécule, quoiqu'elle en diffère sous plusieurs rapports (voy. *Journ. de chim. méd.*, sept. 1834). Le lichen d'Islande est très-employé en médecine, comme mucilagineux, contre les toux rebelles, l'hémoptysie, les catarrhes et les premiers degrés de la phthisie pulmonaire. On le donne en décoction, et mieux encore sous forme de gelée. J'ai été souvent à même de reconnaître l'efficacité de cette dernière préparation administrée à forte dose, et je suis persuadé qu'elle n'a été jugée inefficace que par les praticiens qui en ont seulement fait prendre quelques petites cuillerées par jour; j'ai donné avec le plus grand succès, dans les toux invétérées, chez les personnes disposées à la phthisie, 500 grammes de gelée de lichen avec autant de lait; le malade prenait cette boisson en trois doses dans les vingt-quatre heures.

Cette espèce de lichen sert de nourriture en Islande; en effet, la farine qu'il fournit, débarrassée du principe amer, est aussi nourrissante que la moitié de son poids de farine de froment. Suivant Berzelius, on peut le priver de la matière amère en versant sur 500 grammes de lichen divisé 8 kilogrammes d'eau, et 4 kilogrammes de lessive contenant environ 32 grammes de carbonate de potasse. On abandonne le mélange à lui-même, en l'agitant de temps en temps; au bout de vingt-quatre heures, on décante le liquide; on lave le lichen deux ou trois fois, et on le laisse dans l'eau pendant vingt-quatre heures; alors on le fait sécher et moudre.

Plusieurs lichens fournissent des couleurs employées dans la teinture; j'en ai parlé à la page 288.

DES CHAMPIGNONS.

Les champignons ont été analysés par Bouillon-Lagrange, Braconnot et Vauquelin. — *Champignon comestible* (*agaricus campestris*). Il contient une substance cireuse, de la graisse, de l'albumine, de la matière sucrée, une substance animale insoluble dans l'alcool, et une autre soluble dans ce menstrue, de la cellulose et de l'acétate de potasse.

Polypore du mélèze (*polyporus officinalis, agaric blanc*). — Il est purgatif, drastique et hydragogue. Cent parties contiennent 72 d'une ma-

tière résineuse blanche, opaque, granuleuse, fusible et combustible, 2 d'un extrait amer, et 26 de cellulose (Braconnot). — *Polypore ongulé* et *polypore amadouvier* (*polyporus fomentarius* et *igniarius*). Ils servent tous deux à préparer l'agaric de chêne; le dernier est surtout employé à faire l'*amadou*. Braconnot a trouvé dans le *polyporus dryadeus* de l'eau, de la cellulose, du sucre incristallisable, une matière grasse jaune, de l'albumine, de l'acide acétique, de l'acide bolétique, de l'acide phosphorique, de la potasse et de la chaux.

CLASSE QUATRIÈME.

DES PHÉNOMÈNES CHIMIQUES DE LA GERMINATION ET DE L'ACCROISSEMENT DES PLANTES.

DE LA GERMINATION.

L'acte par lequel les graines fécondées se développent et donnent naissance à de nouvelles plantes constitue la germination. Quelque précieux que soient les instruments dont la chimie s'enrichit tous les jours, il est impossible de créer des plantes autrement que par la germination. Il n'en est pas de même de certains principes immédiats des végétaux, qu'il est en notre pouvoir de produire : ainsi les acides oxalique, acétique, etc., peuvent être obtenus dans nos laboratoires tels qu'ils sont fournis par la nature, et l'on prévoit facilement que les progrès de la chimie nous mettront à même d'en imiter un plus grand nombre par la suite.

Conditions nécessaires pour que la germination ait lieu. — 1° Il faut que la température soit de 10° à 30°; en effet, la chaleur éloigne les molécules, excite les forces vitales, et dispose les parties de la graine à entrer dans de nouvelles combinaisons; cependant il faut éviter une température trop élevée ou trop basse, car la graine fortement chauffée se dessèche et ne peut plus se développer: elle ne donne aucun signe de germination au-dessous de zéro. 2° La présence de l'eau est indispensable: ce liquide, en s'introduisant dans l'intérieur de la graine, délaie l'albumine, gonfle les cotylédons, ramollit toutes les parties, dissout la matière nutritive et en facilite l'assimilation; l'expérience prouve que les graines ne germent pas sans eau. 3° L'air ou le gaz oxygène sont nécessaires pour que la germination ait lieu: c'est en vain que l'on chercherait à

faire germer des graines dans du gaz azote, du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène, etc. Comment agit l'oxygène? Les globules féculacés, déposés dans le périsperme de la graine, autour de l'embryon, se vident, et la fécule qu'ils renferment est transformée en *sucre* par la *diastase*, qui elle-même n'existe qu'autant que la germination s'est développée par le contact de l'air; ce sucre sert à nourrir la jeune tige, jusqu'à ce que les organes foliacés et les racines soient développés; le carbone de la fécule, en se combinant avec l'oxygène de l'air, passe à l'état de gaz acide carbonique: il se produit aussi de l'*acide acétique*, comme on peut s'en convaincre en faisant germer des graines de froment, de lentilles, de chanvre, au milieu de carbonate de chaux parfaitement lavé: on verra qu'il se forme de l'acétate de chaux; la production du gaz acide carbonique pendant l'acte de la germination peut être facilement prouvée en plaçant sur la cuve à mercure une capsule contenant un peu d'eau et plusieurs graines, et en la recouvrant d'une cloche remplie de gaz oxygène ou d'air atmosphérique: à la fin de l'expérience, on trouvera, si la pression et la température restent les mêmes, un volume de gaz acide carbonique égal à celui de l'oxygène qui aura disparu. L'action de l'air sur les graines explique pourquoi l'on ne peut pas faire germer celles qui sont très-enfoncées dans la terre. La *lumière* nuit à la germination par l'élévation de température qu'elle détermine: en effet, que l'on décompose ce fluide impondéré au moyen d'un verre, de manière à en absorber les rayons qui produisent la chaleur, les graines germeront comme à l'ordinaire (Th. de Saussure). Le *sol* n'influe sur la germination qu'en présentant un point d'appui à la graine, et en lui transmettant la chaleur, l'eau et l'air qu'il contient; aussi peut-il être remplacé avec succès par une éponge humide.

Influence des alcalis et de l'électricité sur la germination. — Les alcalis hâtent la germination; en effet, M. Matteucci a vu des graines de lentilles placées dans l'eau alcaline de potasse à la température de $+15°$c. germer au bout de trente heures, tandis qu'elles germaient plus tard dans l'eau, et que celles qui étaient en contact avec les acides azotique et sulfurique commençaient à peine à germer après sept jours; un résultat digne de remarque, c'est que même les graines qui avaient germé dans la dissolution alcaline étaient acides dans l'intérieur. Ces expériences peuvent rendre raison d'un fait intéressant que voici: que l'on fasse toucher des graines de lentilles, humectées et placées au milieu de carbonate de chaux, par le pôle positif d'une pile de dix paires de cuivre et de zinc, tandis que le pôle négatif de la même pile touchera d'autres graines placées dans les mêmes circonstances, la germination

commencera bientôt dans les graines du pôle négatif, et ne sera aperçue dans les autres que longtemps après : c'est sans doute à l'action de la chaux mise à nu par le fluide électrique, et attirée par le pôle négatif, qu'il faut attribuer la propriété qu'a ce pôle de favoriser la germination.

Influence de plusieurs sels sur la germination. — Les dissolutions d'acétate de plomb, de bichlorure de mercure, d'azotate d'argent, d'acétate de cuivre, et les dissolutions concentrées de sel marin et de chlorure de baryum, s'opposent au développement de la germination.

DE L'ACCROISSEMENT DES PLANTES.

Lorsque la plumule est hors de la terre et s'est transformée en tige, que les cotylédons desséchés sont tombés, et que la radicule, en s'allongeant et se divisant dans la terre, constitue une véritable racine, la germination est terminée, et cependant le végétal continue à s'accroître par l'action de l'air et des gaz qu'il peut contenir, de l'eau, des engrais, du sol, etc. Examinons l'influence de ces agents sur l'accroissement des plantes.

Influence de certains gaz et de l'air atmosphérique sur les parties vertes, telles que les feuilles, les jeunes pousses et les calices, avant leur maturité. — Les plantes qui ont le contact du soleil périssent promptement si on les expose au milieu du gaz *acide carbonique pur,* ou dans un mélange de deux parties de ce gaz et d'une partie d'air; de jeunes plantes de pois ordinaires se sont flétries au bout de sept jours dans une atmosphère composée de *parties égales* de gaz acide carbonique et d'air; leur accroissement a été presque le même qu'à l'air, lorsque le mélange ne contenait qu'un *huitième* d'acide carbonique; et il a été plus rapide que dans l'air, dans le rapport de 11 à 8, lorsqu'il entrait un *douzième* d'acide dans le mélange.

Les plantes exposées à l'action du gaz *hydrogène* vivent plus longtemps que dans l'acide carbonique pur; mais elles périssent aussi sans inspirer aucune quantité sensible de ce gaz.

Théodore de Saussure, Godefroy, Hembstaedt, affirment que jamais les végétaux vivants n'absorbent le *gaz azote* qui se trouve dans l'atmosphère, et que s'ils vivent plus longtemps au milieu de ce gaz que dans l'acide carbonique, ils finissent néanmoins par périr. Hembstaedt pense, en conséquence, d'après ses expériences, que l'azote nécessaire à la production du gluten et des autres matières azotées contenues dans les végétaux est fourni par le fumier; cette dernière manière de voir,

conforme à l'opinion émise par Liebig, savoir, que l'azote est absorbé presque toujours à l'état d'ammoniaque, et jamais à l'état libre, ne soutient pas le plus léger examen après les travaux de M. Boussingault (voy. t. I[er], p. 83).

La durée des végétaux est plus longue dans le gaz *oxygène* que dans l'azote et l'hydrogène; mais aucun de ces gaz n'a une influence aussi salutaire que l'*air atmosphérique.* Le *chlore*, la vapeur d'acide *azotique*, le gaz acide *azoteux*, et les acides *sulfhydrique* et *chlorhydrique*, sont nuisibles à la végétation pendant la nuit (Macaire).

Air atmosphérique ordinaire, contenant par conséquent une faible proportion de gaz acide carbonique. Cet air agit à la fois par l'oxygène et par l'acide carbonique qu'il renferme; indépendamment de cette action chimique que je vais étudier, l'air est quelquefois utile à la végétation, soit en cédant de la vapeur aqueuse aux feuilles, si le sol est très-sec, soit en recevant l'excès d'humidité du végétal, dans le cas contraire.

A l'obscurité. Pendant la nuit, les parties vertes dont je parle *absorbent* une certaine quantité d'*oxygène* de l'air; cette quantité varie selon les végétaux : les plantes grasses, les plantes des marais, en consomment moins que les autres herbes, moins que les arbres, et les arbres toujours verts moins que les arbres à feuilles caduques; ainsi, dans une expérience, l'*alisma plantago* (plantain d'eau) a absorbé $^{70}/_{100}$ de son volume d'oxygène, tandis que l'abricotier n'a consommé que huit fois son volume de ce gaz. L'oxygène reste *en partie* dans le végétal *sans altération ;* mais il n'y est pas à l'état élastique, car ni la chaleur ni la pompe pneumatique ne le font dégager; la majeure partie de cet oxygène, au contraire, se combine avec le carbone surabondant de la plante, et forme de l'acide carbonique, dont une partie se dégage dans l'atmosphère et vicie l'air, tandis que l'autre partie se dissout dans l'eau de végétation ; d'où il suit que le végétal perd une portion de carbone pendant la nuit. Tout porte à croire que l'action chimique dont je parle a surtout pour objet de rendre plus soluble et plus facile à transporter dans l'intérieur de la plante le carbone, qui entre dans la séve à l'état de matière soluble végétale ou animale, et qui, étant ainsi changé en acide carbonique, peut s'incorporer plus facilement au suc descendant.

A la lumière. Au moment où les parties vertes sont frappées par les rayons du soleil, la partie de l'oxygène qui avait été absorbée pendant la nuit, et qui était restée *sans altération,* se dégage dans l'atmosphère ; l'acide carbonique formé pendant la nuit, aux dépens du carbone de la

éve et de l'oxygène de l'air, est également décomposé par la lumière en arbone, qui reste dans la plante, et en oxygène, dont *les deux tiers* nviron se dégagent, tandis qu'un *autre tiers* reste dans la plante. Cerines plantes, notamment les plantes grasses, retiennent pendant quelue temps dans leur propre tissu le gaz acide carbonique formé aux épens de leur carbone et du gaz oxygène inspiré. — Voyons actuelleent ce qui arrive au *gaz acide carbonique* qui entre dans la composion de l'air : ce gaz est absorbé en partie par la plante; mais une autre rtion est décomposée en carbone, qui reste dans le végétal, et en ygène, dont un tiers est retenu dans la plante, tandis que les deux tres tiers se dégagent dans l'atmosphère; le végétal acquiert donc du rbone pendant le jour en décomposant l'acide carbonique de l'air : tte absorption compense et bien au delà la proportion de carbone qu'il rd pendant la nuit, comme je l'ai indiqué plus haut.

Les expériences suivantes mettront plusieurs de ces faits hors de ute : 1° que l'on expose dans l'eau de source au soleil une plante rte, on voit la surface de ses feuilles se couvrir de bulles d'un gaz aucoup plus riche en *oxygène* que l'air atmosphérique; le gaz dégagé ovient de la décomposition de l'acide carbonique contenu dans l'eau, r il s'en produit d'autant plus que l'eau renferme plus de gaz acide rbonique, et il ne s'en dégage pas si l'on emploie de l'eau qui a bouilli de l'eau récemment distillée; enfin il ne s'en produit pas davantage , au lieu d'acide carbonique, on met dans l'eau du gaz azote, du gaz drogène ou du gaz oxygène; dans ce dernier cas, on remarque seunent qu'il se dégage une petite quantité d'azote, d'hydrogène ou de xygène qui étaient dissous dans l'eau. Ajoutons que l'oxygène fourni r les feuilles ne provient pas de ces organes, attendu que l'on en tient également lorsqu'on fait l'expérience avec des feuilles épuisées gaz sous la pompe pneumatique.

2° Théodore de Saussure, ayant placé sept plantes de pervenche dans e atmosphère artificielle contenant, sur 5,746 centimètres cubes, 431 ntimètres cubes de gaz acide carbonique, vit, après avoir exposé ces ntes pendant six jours à la lumière, qu'il ne restait plus d'acide carnique, et que ce gaz avait été décomposé en carbone, qui avait accru poids des plantes de 120 milligrammes, et en 431 centimètres cubes xygène (on sait que l'acide carbonique renferme un volume d'oxyne égal au sien), dont 292 s'étaient dégagés et 139 étaient restés dans pervenches.

On peut tirer des faits qui précèdent et d'autres que je passe sous sice les conséquences suivantes : 1° l'air atmosphérique, contenant

une *certaine* quantité d'acide carbonique, est le gaz qui favorise le plus l'accroissement des parties vertes des végétaux. 2° L'air est vicié par les plantes, parce que les parties vertes inspirent pendant la nuit une certaine quantité de gaz oxygène qu'elles ne rendent pas complétement pendant le jour, et que d'ailleurs elles produisent du gaz acide carbonique ; ajoutons à ces causes de viciation de l'air que toutes les parties qui ne sont pas vertes forment aussi de l'acide carbonique avec leur carbone et l'oxygène de l'air. 3° L'air est purifié par les végétaux pendant le jour, parce qu'ils décomposent le gaz acide carbonique formé pendant la nuit aux dépens de leur propre substance, ainsi que celui qui leur arrive dissous dans l'eau et celui qui fait partie de l'air. 4° Que de ces deux effets, celui qui a pour objet la purification de l'air l'emporte sur l'autre, parce que l'un des buts essentiels de la végétation étant d'augmenter la masse du carbone fixé dans les plantes, et ce carbone ne se fixant dans les végétaux que par la décomposition de l'acide carbonique, ces végétaux doivent augmenter la quantité de gaz oxygène libre, gaz qu'absorbent à leur tour les animaux, et qui est d'ailleurs continuellement employé à l'oxydation d'un très-grand nombre de corps. 5° Enfin que les parties vertes des plantes absorberont d'autant plus de carbone qu'elles resteront plus longtemps exposées à la lumière, et qu'elles en perdront d'autant moins que les nuits seront plus courtes; que par conséquent la végétation devra être beaucoup plus active dans le Nord, là où la longueur du jour excède de beaucoup celle de la nuit; aussi voit-on dans ces contrées la vie des plantes parcourir en six semaines les mêmes périodes qu'en quatre ou cinq mois dans le midi de l'Europe. D'après M. Liebig, l'acide carbonique, ainsi décomposé, fournirait seul tout le carbone nécessaire à l'accroissement des végétaux, et ce ne serait que sous cette forme que l'*humus* et tous les engrais agiraient.

Des expériences faites postérieurement par Th. de Saussure établissent: 1° que les fleurs exposées à l'air détruisent *ordinairement* plus d'oxygène que les feuilles à l'obscurité ou que le reste de la plante; 2° que les étamines adhérentes à leur base et à leur réceptacle détruisent, au moment de la fécondation, une plus grande quantité de ce gaz que les autres parties de la fleur; 3° que la faculté de produire de la chaleur, reconnue aux fleurs du genre *arum*, par Lamarck, Sennebier, Hubert, etc., appartient également aux fleurs de courge, de bignone et de tubéreuse, et probablement à beaucoup d'autres que l'on regarde comme froides. Ce phénomène a lieu surtout au moment de la fécondation.

Quant aux fruits verts, M. Bérard établit, en 1821, dans son beau émoire sur la maturation, qu'à aucune époque de leur croissance, ils se comportent comme les feuilles au soleil, qu'ils n'y décomposent s le gaz acide carbonique, qu'ils n'y dégagent point de gaz oxygène, que la seule action qu'ils exercent sur l'atmosphère, dans toutes les riodes de leur végétation, est de transformer son oxygène en acide rbonique : il est même porté à croire qu'en temps égal, les fruits rts font encore disparaître plus d'oxygène au soleil qu'à l'ombre. Les servations de Th. de Saussure l'ont conduit au contraire à admettre que les fruits verts ont sur l'air, au soleil et à l'obscurité, la me influence que les feuilles: leur action ne diffère que par l'intene, qui est plus grande dans ces dernières. (Voyez les Mémoires de rard et Th. de Saussure, dans les *Annales de chimie et de physique*, XVI et XIX). Les résultats publiés par M. Couverchel en 1831 vinnt jeter un nouveau jour sur cette question. On doit distinguer deux oques dans l'existence des fruits. La *première* comprend son *dévepement* et la formation des principes qui entrent dans sa composin; pendant cette première période, l'air atmosphérique agit sur le uit comme sur les feuilles, ainsi que l'avait déjà établi de Saussure, contre l'opinion de M. Bérard. La *seconde période* comprend la *maation*, qui s'effectue par la réaction des principes, réaction que faise la chaleur, et qui est purement chimique et indépendante de la étation, puisque la plupart des fruits mûrissent détachés de l'arbre; ndant cette époque, les fruits exhalent à leurs propres dépens une nde quantité de gaz acide carbonique, et la maturation peut s'oer sans la présence de l'oxygène de l'air. (*Ann. de chim. et de phys.*, XLVI.)

nfluence de l'électricité sur l'accroissement des plantes. — Il résulte quelques expériences tentées par M. Becquerel, avec de faibles cou ts électriques, que ceux-ci favorisent la végétation. Quatre oignons jacinthe furent placés dans un vase rempli d'eau contenant 5 centimmes de chlorure de sodium : l'un d'eux reposait sur un châssis en c, un autre sur un châssis en cuivre, et les deux châssis communiient entre eux par un fil métallique; à l'aide de cet élément voltaïque, égétation se développa avec force dans la jacinthe placée au pôle néif, et avec moins d'intensité dans celle qui correspondait au pôle ; ce qui tient, suivant M. Becquerel, à ce que le sel marin, déposé par l'électricité, donne de la soude au pôle négatif et de l'ae au pôle positif : or les alcalis favorisent la végétation, tandis que

les acides la retardent. Deux autres jacinthes, placées sur des châssis de verre, s'accrurent beaucoup moins. (*Journal de chimie médicale*, mai 1834.)

Influence de l'eau. — La nécessité de l'eau dans la végétation est parfaitement établie : on a cru pendant quelque temps qu'elle se bornait à charrier et à dissoudre les principes nutritifs des plantes; mais Th. de Saussure a prouvé, par des expériences directes, qu'elle était absorbée: elle se fixe dans les végétaux, et leur fournit leur hydrogène.

Influence du tannin, des acides et des alcalis. — Il résulte des expériences publiées par M. Payen en 1834 : 1° que le *tannin*, même en faibles proportions, exerce sur les racines de certaines plantes une action délétère; 2° que les *acides*, même en petite quantité, nuisent à la germination et au développement des plantes; 3° qu'une *faible réaction alcaline* est favorable aux progrès de la végétation, ce qui explique les effets utiles de la chaux, des cendres et de la marne calcaire; 4° que ces mêmes substances sont défavorables lorsqu'elles sont employées en trop forte proportion; 3° que la saturation de l'acidité développée dans la germination hâte les progrès de celle-ci et favorise les développements ultérieurs (*Journ. de chim. méd.*, numéro d'avril).

Influence des engrais. — Suivant Th. de Saussure, la nourriture des végétaux a principalement lieu aux dépens de l'eau et du gaz acide carbonique de l'air; les engrais ne fournissent aux plantes qu'un petit nombre de sucs plus ou moins azotés, et une certaine quantité de gaz acide carbonique, qui sont loin de représenter le poids qu'un végétal acquiert dans un temps donné : ainsi, dans une expérience faite avec un tournesol, l'engrais ne fournit que 26,85 grammes de matières nutritives, tandis que le poids du végétal s'était accru presque de vingt fois autant.

Influence du sol. — Le sol influe sur les végétaux auxquels il sert d'appui, non-seulement à raison de sa température, de l'eau et des engrais qu'il contient, mais encore à raison des sels qu'il renferme : ainsi Th. de Saussure a prouvé, 1° que les plantes puisent les sels solubles qui entrent dans la composition du terrain; 2° que plusieurs de ces plantes exigent pour leur accroissement des sels d'une nature particulière; par exemple, les plantes marines végètent mal dans un terrain dépourvu de sel marin; 3° que ces sels ne sont point décomposés en pénétrant dans ces plantes; 4° que la nature des sels contenus dans les végétaux doit varier suivant la composition de ceux qui font partie du sol; 5° que, lorsqu'on présente aux plantes des dissolutions salines, l'ab-

rption de l'eau a toujours lieu dans un plus grand rapport que celle du l ; 6° que ce n'est pas toujours la matière la plus favorable à la végéta- on qui est absorbée en plus grande quantité (1).

Les considérations qui précèdent expliquent aisément l'origine de oxygène, du carbone, de l'azote, et des sels solubles que l'on trouve ns les végétaux ; mais il n'en est pas de même de l'hydrogène et de isieurs principes insolubles qui existent dans les plantes. Relative- ent à l'*hydrogène*, on a pensé tour à tour qu'il pourrait provenir de décomposition de l'eau, ou bien que celle-ci se fixerait et se combi- rait intégralement avec le carbone. Quant aux *sels* et à quelques ma- rres insolubles des végétaux, telles que le soufre, l'acide silicique, lumine, les oxydes de fer, de manganèse, les phosphates de chaux, magnésie, etc., Th. de Saussure croit qu'elles sont également four- es par le terreau, qui en contient beaucoup : suivant lui, ces matières nt combinées de manière à être rendues solubles dans l'eau.

Dans un travail récent, M. Lassaigne a étudié l'influence qu'exercent phosphate et le carbonate de chaux dans l'acte de la germination et la végétation, et il a vu, 1° que le phosphate de chaux est soluble ns l'eau saturée d'acide carbonique à la température et à la pression linaires; ainsi le phosphate basique des os est dissous dans la pro- rtion de $^{75}/_{100000}$; 2° que les sels calcaires qui entrent dans la com- sition des os peuvent, après leur décomposition dans le sein de la re, être en partie dissous par suite de l'infiltration des eaux plu- les, et en raison de la quantité d'acide carbonique que celles-ci nnent en dissolution ; 3° que le phosphate et le carbonate de aux, ainsi dissous, sont absorbés pendant l'acte de la germination et la végétation, qu'ils se fixent dans les graines ou dans les plantes, nt ils font ensuite partie constituante ; 4° que presque tous les ter- ns où végètent les céréales contiennent des phosphates terreux, et e l'action de ces sels explique l'effet si puissant des os pulvérisés

---

1) M. Philipps a annoncé qu'une branche d'un jeune peuplier, près des ra- es duquel on avait répandu de l'oxyde de cuivre, ayant été coupée quelque nps après, la lame du couteau était couverte de cuivre dans une largeur pré- ément égale à celle de la branche : l'absorption de l'oxyde métallique détermina ntôt le dépérissement de l'arbre. On sait que depuis M. Sarzeau a trouvé du vre dans du blé, tandis que M. Chevreul n'a pas pu en découvrir. M. Boutigny plique cette dissidence en établissant que, si le vin, le cidre et le blé, recèlent elquefois des atomes de cuivre, cela dépend de ce que le sol dans lequel crois- t les pommiers, la vigne et le blé, en contient.

sur un certain nombre de sels, et leur efficacité comme engrais (*Journ de pharm.*, avril 1849).

De son côté, le prince de Salm-Hortsmar, en cherchant à déterminer quelles sont les substances minérales nécessaires au développement d'un végétal, est arrivé aux conclusions suivantes : 1° Si les substances ne consistent qu'en acide silicique, en acide phosphorique et en acide sulfurique combinés à la potasse, à la chaux et à la magnésie, la plante végète plus activement qu'elle ne le ferait dan un sol entièrement dépourvu de matières minérales; toutefois la végétation est assez chétive, même en présence de sels ammoniacaux et pour lui rendre toute sa vigueur, il suffit d'ajouter, au mélang précédent une certaine quantité d'oxyde de fer; un excès de fer nuirait en desséchant partiellement les feuilles, et en empêchant la formation des fleurs. Le carbonate de manganèse, ajouté en petite quantit au fer, produit des effets très-avantageux; 2° l'utilité de la soude n'es pas bien démontrée; cet alcali ne peut remplacer entièrement la potass qu'au détriment de la végétation; de même la magnésie ne peut pa remplacer la chaux; 3° parmi les acides, l'acide sulfurique et l'acid phosphorique sont nécessaires au développement régulier de la plante l'acide silicique est indispensable. Les expériences, qui ont amené ce résultats, ont été faites en faisant germer les graines dans un milie parfaitement exempt de matières organiques, tel que le charbon provenant de la calcination du sucre candi le plus pur et le plus blanc (*Journ de pharm.*, juin 1849).

Toutes les plantes et toutes leurs parties ne fournissent pas une égal quantité de cendres : les plantes herbacées en donnent plus que le ligneuses, les branches plus que les troncs, les feuilles plus que le branches et les fruits, l'écorce plus que les parties intérieures, l'aubie plus que les bois, les feuilles des arbres qui se dépouillent en hive plus que celles des arbres qui sont toujours verts; enfin les parties qu en fournissent le plus sont celles où la transpiration est plus abondant (Th. de Saussure).

Expériences de M. Biot. Après avoir examiné les diverses influence exercées sur l'accroissement des plantes par les principaux agents, i sera curieux de jeter un coup d'œil sur les résultats obtenus par M. Biot dont les expériences ont eu pour objet de rechercher *quels sont les changements de constitution chimique* éprouvés par les sucs des végétau pendant l'accroissement dont je parle.

1° La séve du bouleau, du noyer, du sycomore et de l'érable *negundo* recueillie à la fin de mars, contient du *sucre* fermentescible dans un

proportion d'autant plus grande que cette séve a été recueillie plus loin e la racine; le sucre du bouleau est du *sucre de raisin*, tandis que our les autres arbres, c'est du *sucre de canne;* aucune de ces séves ne ontient alors de l'acide carbonique libre, en sorte que les jeunes bourgeons qui reçoivent cette séve se nourrissent d'abord uniquement de ucre, qu'ils décomposent pour s'en approprier le carbone. Le 13 mai, *cambium* du bouleau, c'est-à-dire le suc visqueux qui se trouve à la urface de la plupart des arbres, et qui sert à la formation des nouvelles ouches corticale et ligneuse, renfermait du *sucre de canne*, tandis que séve du même arbre ne contenait plus de sucre; d'où il suit que le ucre de canne provenait ou des feuilles dans lesquelles il existe en effet cette époque, ou de l'écorce, qui, dans ce cas, aurait le pouvoir d'en rmer.

2° Les *jeunes* bourgeons de lilas, déjà découverts et sortis de leurs ailles, au commencement d'avril, par exemple, contenaient du *sucre raisin*, tandis que le suc extrait du tronc et des branches du même buste, et *à la même époque*, renfermait du *sucre de canne* ou *d'amin;* d'où il semble résulter que la végétation du bourgeon a le pouvoir changer ces sucres l'un dans l'autre. Plus tard, dans les premiers urs de mai, les mêmes bourgeons ayant déjà développé des organes iacés, qui décomposent l'acide carbonique de l'air en s'emparant de n carbone, ne contiennent plus que du *sucre de fécule*. Les *jeunes* urgeons de sycomore renferment du *sucre de fécule*, tandis que la e est très-riche en *sucre de canne*. Plus tard, lorsque les bourgeons nt changés en feuilles bien développées, on trouve dans celles-ci du *re* qui n'est pas du sucre de canne, et une matière *gommeuse*. Le *mbium* du sycomore contenait du *sucre de canne*, différent par conuent de celui qui existait dans les feuilles, et un autre principe dont nature n'a pas été indiquée.

3° Les tiges et les organes foliacés des jeunes pousses de seigle dont épis étaient déjà développés, mais encore loin de la floraison, et par nséquent avant la fécondation (3 mai 1833), ont fourni un mélange sucre de raisin, de sucre de canne et de gomme. Douze jours après, proportion de sucre de canne était plus considérable; mais les épis, minés le même jour, ne contenaient que du *sucre d'amidon*. Ici peut se demander si les épis dont je parle renferment du sucre midon tout formé, ou bien si l'amidon qu'ils contiennent dans les bules de leurs ovaires ne serait pas changé en sucre d'amidon par tion d'une matière analogue à la diastase (voy. *Diastase* et *Amidon*).

° Après la fécondation au 15 juin, les jeunes grains de seigle of-

fraient de la fécule granuleuse *parfaitement formée* et du sucre de fécule, sans la moindre trace de sucre de canne, ni de sucre de raisin, ni de gomme. Ces deux sucres et la gomme que j'ai dit exister dans les tiges et les organes foliacés du seigle encore jeune ont donc changé de nature en traversant le collet des épis, et ont servi de matériaux à la jeune graine, qui les a transformés en fécule et en plusieurs autres produits dont le périsperme est composé.

5° Les tiges des jeunes pousses du blé dont l'épi n'était pas encore sorti contenaient du sucre de raisin, du sucre de canne, et de la gomme (20 mai). Le 4 juin, les épis étaient sortis de la tige et fleuris ; le sucre de canne était moins abondant et avait passé dans les épis ; il y avait encore de la gomme. A cette même époque, les feuilles contenaient, au contraire, beaucoup plus de sucre de canne que de sucre de raisin, et de la dextrine, au lieu de gomme. Lorsqu'après la fécondation les feuilles ont *jauni*, on n'y trouve plus que des traces presque insensibles des principes sucrés et d'amidon ; d'où il semble résulter qu'à l'époque dont il s'agit, les principes carbonisés passent dans la tige et servent à l'alimenter ; de même que les principes analogues élaborés par les feuilles des arbres exogènes redescendent sous l'écorce corticale vivante et dans les premières couches externes de l'aubier, pour nourrir le jeune cylindre de bois et d'écorce qui, semblable à une tige creuse, se forme annuellement et se moule sur l'ancien squelette de bois.

6° Après la fécondation, les épis de blé contiennent beaucoup de sucre de fécule et de canne, et une matière *analogue* à l'amidon. Voici ce qui arrive : la base de la tige, très-riche en sucre, fournit au sommet le suc qu'elle renferme, suc qui est promptement enlevé par les épis. A mesure que ces épis fécondés grossissent, les feuilles les plus basses commencent à jaunir et à se dessécher en transmettant leurs produits carbonisés à la tige. La base de celle-ci se dessèche aussi et jaunit à son tour, tandis que la partie supérieure, encore verte, continue de nourrir l'épi ; ainsi, quand le dessèchement du bas de la tige est arrivé, si l'on coupe la céréale, quoique le grain ne soit pas mûr encore, il achève de se nourrir et de mûrir aux dépens de la tige. On peut donc, dès que les tiges sont sèches, rentrer le grain précisément au point de sa maturité (*Journ. de chim. médic.*, juin, juillet et août 1838.)

7° Dès l'année 1831, M. Couverchel avait publié, sur la maturation des fruits, des expériences qui l'avaient conduit à admettre que, pendant la première période de leur développement (voy. p. 587), la sève est probablement acidifiée dans son passage des jeunes branches à l'ovaire, par suite de la décomposition de l'eau et de la fixation de l'oxy

gène de celle-ci ; il se forme, en même temps que des acides, une sorte le *fécule* qui, par l'action des acides déjà produits, se transforme en ine matière *gommeuse*, appelée par les uns gomme *normale*, et par l'autres *gélatine ;* pendant la secondepériode, il se forme du sucre, proablement aux dépens de l'action des acides déjà développés sur la natière gommeuse. M. Couverchel s'est, en effet, assuré que les acides égétaux pouvaient transformer cette sorte de gomme en sucre (*Ann. 'e chim. et de phys.*, tom. XLVI).

Origine des couleurs verte et rouge des plantes. — Je ne mentionnerai as les diverses théories émises pour expliquer le développement de la ouleur verte dans les parties des plantes exposées à l'action de la lumière solaire; je renverrai pour cet objet au mémoire de M. Ronchas, iséré dans le *Journ. de chim. médic.*, n° de juin 1834. Je me bornerai dire que, suivant ce pharmacien, il se produit pendant la germinaon, outre les matières indiquées à la page 582, un acide que Runge a ppelé *verdeux* et du carbure d'hydrogène gazeux ; celui-ci jouerait le ôle de base, en sorte qu'il se formerait un *verdite* de *bicarbure d'hyrogène* incolore. Ce sel a-t-il le contact de l'air, il en absorbe l'oxygène donne un *verdate* de couleur verte, ce qui constitue la *chromule* verte plusieurs auteurs ; il en est de même quand l'acide verdeux est comné à un alcali et exposé à l'air. Lorsque ce verdate se trouve en prénce d'un acide, et l'on sait que les feuilles développent des acides de verses natures, l'acide *verdique* est précipité avec une couleur jaune reuse, celle des feuilles mortes, en un mot.

CLASSE CINQUIÈME.

DES FERMENTATIONS.

On désigne sous le nom de *fermentation* tout mouvement spontané, cité dans les corps, dont le résultat est la formation d'un produit qui existait pas, tel que le sucre, la gomme, le sucre de lait, l'alcool, l'ade acétique, etc., et qui peut être plus ou moins infect. On peut donc mettre plusieurs sortes de fermentations selon le produit qui prend issance.

De la fermentation sucrée et de la fermentation gommeuse.

On sait que des graines qui ne contiennent point de sucre, si on les fait germer jusqu'à un certain point, et qu'on les traite par l'eau chaude, fournissent une quantité notable de matière sucrée et de matière gommeuse; on sait également que la production de ces deux matières est le résultat de l'action qu'exerce sur l'amidon de la graine la diastase qui s'est développée pendant la germination de la graine (voyez, pour plus de détails, les articles *Diastase, Dextrine* et *Orge*).

Quant à la fermentation gommeuse, indépendamment de ce qui a été dit en parlant de l'action du sucre sur le gluten, d'après M. Desfosses, je puis encore appuyer son existence sur les faits qui m'ont servi à admettre la fermentation sucrée.

De la fermentation visqueuse.

Lorsqu'on met du sucre en contact avec un ferment altéré par l'ébullition, au lieu d'alcool on obtient une matière visqueuse que l'on pourrait croire, au premier abord, n'être que de la gomme, mais qui en diffère parce qu'elle ne fournit pas d'acide mucique, quand on la traite par l'acide azotique. Indépendamment de ce fait, M. Favre a reconnu que l'on développe la fermentation *visqueuse* à l'abri de l'air et sans dégagement d'hydrogène, en faisant agir sur le sucre, l'eau de farine et l'eau de riz, et dans ce cas il se produit, outre la matière visqueuse dont j'ai parlé, de la *mannite*. On sait aussi, par les expériences de ce chimiste, que les graines des céréales contiennent une substance soluble dans l'eau, incoagulable par la chaleur, et qui doit être considérée comme un ferment *visqueux*.

De la fermentation pectique.

On désigne sous le nom de fermentation *pectique* la réaction de la pectase sur la pectine, qui a pour résultat la transformation de celle-ci en acides pectosique et pectique, qui ne diffèrent de la pectine que par une certaine quantité d'eau, et par leur capacité de saturation. Je me suis déjà étendu longuement sur ce sujet (voy. p. 95); aussi me bornerai-je à dire ici que cette fermentation peut s'opérer, à l'abri de l'air,

à la température de 30°. et qu'elle n'est accompagnée d'aucun dégagement de gaz.

De la fermentation lactique.

Le sucre, la gomme, l'amidon, le ligneux, le sucre de lait, etc., mis en contact avec un ferment *lactique,* donnent de l'acide lactique, c'est-à-dire un corps qui est isomérique avec eux, ou qui n'en diffère que par les éléments de l'eau. Les ferments *lactiques* sont la fibrine, la caséine, l'albumine, qui ont éprouvé un commencement d'altération par une action assez prolongée de l'air (voy. *Acide lactique*),

De la fermentation butyrique.

Les expériences de MM. Pelouze et Gélis nous ont appris que l'amidon, la dextrine, les sucres et les gommes, peuvent, sous l'influence des ferments, donner une certaine quantité d'acide *butyrique*; il se dégage constamment, pendant cette réaction, du gaz acide carbonique et de l'hydrogène. Quand on veut faire éprouver au sucre la *fermentation butyrique,* on met dans un flacon, qui peut rester ouvert, une dissolution de sucre de fécule marquant 8 à 10 degrés au pèse-sirop de Baumé, une quantité de carbonate de chaux égale à la moitié du sucre employé, et une quantité de gluten ou de fromage de Brie, de Marolle, etc., représentant, à l'état sec, 8 ou 10 pour 100 du poids du sucre; celui-ci se transforme d'abord en une substance visqueuse, passe ensuite à l'état d'acide lactique, et finit, au bout de deux ou trois mois, par donner de l'acide *butyrique.*

De la fermentation succinique.

Lorsqu'on mêle de la *caséine* brute avec de l'eau tenant en dissolution ou en suspension l'un des sels suivants, et que l'on abandonne le tout à la température ordinaire de l'été, pendant trois semaines ou un mois, on obtient du *succinate* d'ammoniaque; ces sels sont le malate de chaux neutre et pur, le malate acide de chaux, le malate de potasse, les aspartates de potasse et de chaux, le fumarate, le maléate et l'aconitate de chaux. L'asparagine, sous la même influence, se change d'abord en aspartate, puis en *succinate* d'ammoniaque. La farine de pois, additionnée de carbonate de chaux, et délayée dans l'eau; l'émulsion d'amandes douces, séparée de son huile et mélangée de craie; la légumine, etc.,

donnent également de l'acide succinique. La fermentation succinique est donc loin d'être rare (Dessaignes, *Journal de pharmacie*, octobre 1850).

De la fermentation alcoolique, spiritueuse ou vineuse.

Pour exposer avec clarté tout ce qui est relatif à cet objet, je vais examiner, 1° la fermentation alcoolique qui se développe dans un mélange fait par l'art; 2° celle qui a lieu lorsqu'on place dans des circonstances convenables certains sucs fournis par la nature.

Fermentation alcoolique d'un mélange artificiel. — Si l'on introduit dans un flacon 5 parties de sucre dissous dans 25 ou 30 parties d'eau, et intimement mêlé avec 1 partie de ferment frais (levûre de bière), et que l'on adapte à ce flacon un bouchon percé d'un trou qui donne passage à un tube de verre recourbé, propre à recueillir les gaz sous le mercure, on observe, si la température est de 15° à 30°, tous les *phénomènes* de la fermentation alcoolique: il se forme une multitude de petites bulles de gaz acide carbonique, qui, en s'élevant, entraînent un peu de ferment, viennent à la surface de la liqueur, où elles restent pendant quelque temps, et produisent de l'écume; bientôt après elles se rendent sous les cloches, et le ferment qui avait été élevé tombe au fond du vase, d'où il est porté de nouveau vers la surface du liquide par d'autres bulles de gaz acide carbonique; ce mouvement de bas en haut et de haut en bas, continu, devient très-fort pendant les premières heures, et rend le liquide trouble. 2° Au bout de quelque temps, l'effervescence se ralentit, et la fermentation cesse; alors le liquide est clair, transparent, et l'on voit au fond du flacon une *matière blanche,* composée seulement d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, tandis que le ferment employé contenait, en outre, de l'azote. La quantité de cette matière déposée est à peu près égale à la moitié de celle du ferment décomposé. La liqueur renferme de l'*alcool,* de l'eau, et une très-petite quantité d'une matière très-soluble; mais elle ne contient plus une parcelle de sucre. Il suit de là que les résultats de cette expérience sont la décomposition totale du sucre, la décomposition partielle du ferment, et la formation de l'alcool, du gaz acide carbonique, et de la matière blanche dont j'ai parlé.

Théorie de Gay-Lussac. L'alcool et l'acide carbonique se forment aux dépens de l'hydrogène, de l'oxygène et du carbone de sucre: en effet, 100 parties de sucre se convertissent, pendant la fermentation, en 51,34 d'alcool, et en 48,66 d'acide carbonique. Voici, du reste, le

raisonnement établi par ce savant chimiste pour faire concevoir cette transformation. Admettons que le sucre soit formé de 40,0 de carbone, et 60,0 d'oxygène et d'hydrogène dans les proportions nécessaires pour former de l'eau (1); réduisons ces poids en volumes; alors on pourra regarder le sucre comme composé de

3 volumes de vapeur de carbone.
3 volumes d'hydrogène.
1 + ½ d'oxygène.

Or, l'alcool peut être considéré comme étant formé de

2 volumes de vapeur de carbone.
3 volumes d'hydrogène.
½ volume d'oxygène (2).

Il est donc évident que, pour transformer le sucre en alcool, il lui enlever

1 volume de vapeur de carbone.
1 volume de gaz oxygène.

Ces deux volumes forment, en se combinant, un volume de gaz acide carbonique.

Suivant Liebig, ainsi que je l'ai déjà dit, la transformation du sucre cristallisé en alcool dépend de ce qu'un équivalent d'eau vient s'ajouter au sucre cristallisé, et prend part ainsi à la métamorphose. En supposant que 100 parties de sucre cristallisé absorbent les éléments de 5,025 d'eau ou d'un équivalent d'eau, on obtiendra 51,298 d'acide carbonique, et 53,727 d'alcool absolu: total 105,025.

Il est aisé de voir que, dans ces théories, on néglige les produits fournis par le ferment dans l'acte de la fermentation : ces produits sont presque nuls. M. Thénard a établi que 100 parties de sucre n'exigent que 2 parties ½ de ferment supposé sec pour leur décomposition to-

---

(1) L'analyse prouve en effet que le sucre est composé de 42,11 de carbone, et de 57,89 d'oxygène et d'hydrogène.

(2) En effet, l'alcool est composé de :

1 volume de gaz oléfiant = { 2 volumes de vapeur de carbone. 2 volumes d'hydrogène.

1 volume de vapeur d'eau = { 1 volume d'hydrogène. ½ volume d'oxygène.

tale, et qu'il ne se forme qu'environ 1 partie et un quart de la *matière blanche* insoluble non azotée dont j'ai parlé.

Puisque l'alcool et l'acide carbonique se produisent aux dépens du sucre, qu'il y a cependant une petite portion de ferment décomposé et transformé en matière blanche non azotée, que devient l'azote cédé par le ferment? Il s'est transformé en ammoniaque qui s'est unie à de l'acide lactique formé peut-être aux dépens du ferment; on sait, en effet, qu'il n'y a point d'azote dans l'alcool, ni dans l'acide carbonique, ni dans la matière blanche insoluble, ni dans la petite quantité de matière soluble qui se trouve unie à l'alcool dans la liqueur (M. Thénard).

M. Colin a fait voir que plusieurs matières azotées, autres que le ferment, pouvaient transformer le sucre en alcool: telles sont l'albumine, le fromage mou, l'urine, la fibrine, le principe colorant du sang, la matière désignée sous le nom d'osmazome, mais surtout le gluten *mêlé à la crème de tartre,* l'albumine coagulée et putréfiée, la gliadine et l'albumine *tartarisée*; il pense que l'électricité joue un rôle dans la fermentation, puisqu'elle rétablit l'activité dans une levûre qui est devenue inerte: suivant lui, la crème de tartre la mieux purifiée favorise l'action des ferments; tandis que l'alcool arrête la fermentation à mesure qu'il se forme. (*Ann. de chim. et de phys.*, t. XXVIII; 1825.)

Jusqu'ici la véritable cause de la fermentation est inconnue. On admettait nagûère que la décomposition du sucre n'était produite que par une sorte de digestion que lui faisaient subir des animalcules globulaires, qui sans cesse prenaient naissance au milieu même du liquide et de l'acide carbonique; il fallait presque croire à une génération spontanée: telle était l'opinion soulevée par Cagniard-Latour. Liebig, au contraire, rejette l'existence des animalcules, et pense que la fermentation n'est qu'un arrangement moléculaire nouveau produit par la matière azotée provenant de la décomposition du *ferment.* Cette opinion est plus admissible, et se trouve en rapport avec des expériences pour la plupart encore inédites, faites dans ces derniers temps par M. Rousseau, et dont les principaux résultats sont:

1° L'espèce de génération que l'on a admise jusqu'à présent, des petits globules par les gros, n'est qu'un acte purement physique, produit par l'action chimique même qui détermine la fermentation, action qui peut être assimilée à la formation successive d'un cristal quelconque; car il suffit de placer une goutte de liquide en fermentation entre deux plaques de verre sous le champ du microscope, pour voir les globules seulement superposés, surtout si l'on a soin de les rendre transparents en introduisant, entre les lames de verre, une goutte d'acide acétique.

2° Pour que le ferment transforme le sucre en alcool et en acide carbonique, il faut qu'il ait une réaction acide au papier du tournesol. 3° Lorsqu'il est alcalin, ce qui arrive au bout de quelques jours, en l'abandonnant à la décomposition spontanée, les produits changent : on obtient, d'une part, avec du sucre de canne, du sucre de lait, une matière gommeuse, de l'acide lactique, etc. 4° L'acidité du ferment, pour qu'il soit dans des conditions convenables, doit être produite par un acide organique dont le caractère spécial est d'être tel, qu'une solution aqueuse d'un de ses sels, abandonnée à elle-même, soit transformée en carbonate de la base: tels sont les acides tartrique, citrique, malique, lactique, etc. 5° Lorsque l'un de ces acides est assez prédominant dans le ferment, la fermentation ne subit aucune altération ni aucun retard de la part de fortes quantités même d'huiles essentielles, des alcalis végétaux, des préparations arsenicales, etc., malgré ce qui a été dit à cet égard par plusieurs chimistes. 6° Au contraire, la fermentation peut être beaucoup activée par la présence soit d'un tartrate, d'un citrate, d'un malate ou d'un lactate. 7° Les différences de produit qu'ont données des matières azotées mêlées au sucre, et d'où l'on a conclu à des espèces de fermentations particulières, ne sont motivées que par l'état acide ou alcalin du ferment; ce qui, du reste, dépend de son altération plus ou moins grande : c'est ainsi que le caséum, la diastase, les membranes animales, donnent de l'acide lactique lorsqu'on les mêle au suc, parce qu'elles deviennent primitivement alcalines.

Fermentation des sucs fournis par la nature. — Il existe un très-grand nombre de sucs susceptibles d'éprouver la fermentation alcoolique; ils contiennent tous de l'eau, du sucre et du ferment, ou du moins une matière analogue. Les principaux de ces sucs sont, 1° celui de raisin, 2° celui de pommes, 3° celui que fournit l'orge qui a éprouvé un commencement de germination et que l'on a traitée par l'eau, 4° celui de quelques fruits sucrés. Tous ces sucs perdent la propriété de fermenter lorsqu'on les fait bouillir pendant quelque temps, phénomène qui paraît dépendre de l'altération qu'éprouve le ferment pendant l'ébullition; du moins est-il certain que si, après avoir fait bouillir ces sucs, on leur ajoute une certaine quantité de ferment, on excite la fermentation.

Suc de raisin (*moût*), fruit du *vitis vinifera,* arbrisseau de la famille des ampélidées. — Il contient beaucoup d'eau, une assez grande quantité de sucre, de la cellulose, de la pectine, une matière végéto-animale particulière, très-soluble dans l'eau, qui paraît se transformer en ferment lorsqu'elle a le contact de l'air, un peu de mucilage, d'acide

tannique, de bitartrate de potasse, de tartrate de chaux, de chlorure de sodium et de sulfate de potasse. Le suc de raisin fermente facilement à la température de 12° ou 15°, pourvu qu'il ait le contact du gaz oxygène, et il donne naissance à une liqueur alcoolique connue sous le nom de *vin*. Gay-Lussac a fait des expériences fort intéressantes sur la nécessité de la présence du gaz oxygène pour que cette fermentation se développe; lorsqu'on écrase des raisins bien mûrs dans une cloche placée sous la cuve à mercure, et privée d'air ou d'oxygène, le moût qui en résulte ne fermente point, quelle que soit la température, tandis que la fermentation s'établit presque dans le même instant, si on introduit dans la cloche quelques bulles de gaz oxygène, et que la température soit de 20° à 25°. Il paraît que ce gaz s'unit à la matière particulière dont j'ai parlé, et la transforme en ferment: du moins est-il certain, 1° qu'il se dépose du ferment pendant la fermentation du moût de raisin ; 2° que si on mêle ce moût avec de l'acide sulfureux ou avec tout autre corps capable d'absorber l'oxygène, il ne fermente plus. Cent parties de sucre de raisin donnent, par la fermentation, d'après Liebig, 44,84 d'acide carbonique, 47,12 d'alcool, total 91,96, et elles abandonnent 9,04 d'eau de cristallisation, ce qui est conforme à ce que j'ai établi, savoir, que le sucre de raisin doit perdre 2 équivalents d'eau pour se transformer en alcool.

Vin rouge. — Les vins rouges sont le résultat de la fermentation des raisins noirs, mûrs, et mêlés de l'enveloppe de leurs grains et de leur rafle. Après avoir foulé ces raisins pour en extraire le moût, on les abandonne à eux-mêmes dans des cuves en bois ou en pierre, dont la température est de 10° à 12°. Vers le cinquième jour, la fermentation est à son *maximum ;* il se dégage beaucoup de gaz acide carbonique ; la masse est soulevée par une sorte de bouillonnement, échauffée et troublée ; l'écume, composée de ferment et de matière blanche, se forme; la liqueur se colore en rouge, perd sa saveur sucrée, et devient alcoolique ; une très-petite partie de cet alcool est entraînée par le gaz acide carbonique. Vers le septième jour, on foule la cuve avec un fouloir, ou en y faisant descendre un homme nu, afin de ranimer la fermentation, qui commence à se ralentir ; et lorsque, vers le dixième ou treizième jour, la liqueur n'est plus en ébullition, qu'elle a déjà acquis une saveur forte et de la transparence, on la *tire* pour la placer dans des tonneaux, où elle continue à fermenter pendant plusieurs mois ; il se produit encore pendant ce temps une écume plus ou moins épaisse, qui se précipite et qui constitue la *lie,* dans laquelle on trouve, entre autres matières, beaucoup de bitartrate de potasse ; celui-ci se sépare de la

issolution aqueuse à mesure que l'alcool se forme, et s'unit à l'eau (1).

Les vins rouges sont composés de beaucoup d'eau, d'une quantité 'alcool variable, qui les rend plus ou moins forts, d'un peu de mu-ilage et de matière végéto-animale, d'une très-faible proportion d'a-ide tannique, qui leur communique une saveur âpre, d'un principe olorant bleu, passant au rouge par son union avec les acides, d'acide cétique et de bitartrate de potasse, qui leur donnent de la verdeur, nfin de tartrate de chaux, de chlorure de sodium, de sulfate de po-isse, etc. Ils ne contiennent point de sucre, à moins que les raisins ui les fournissent ne soient très-sucrés, et que la fermentation n'ait as été aussi prolongée qu'elle devait l'être. Ils renferment, en outre, e l'*huile essentielle de vin* (*œther œnanthique,* voy. ce mot, p. 174), et e l'acide *œnanthique ;* c'est l'huile essentielle qui paraît constituer la artie odorante du vin, appelée *bouquet des vins,* et qui leur donne plus u moins de prix.

Soumis à la distillation, les vins rouges fournissent d'abord un li-uide incolore, volatil, connu sous le nom d'*eau-de-vie faible,* qui est incipalement composé d'eau et d'alcool, et plus tard une huile es-entielle qui est un mélange d'éther œnanthique et d'acide œnanthique oy. *Éther œnanthique,* p. 174) ; les autres principes du vin restent dans cornue.

Abandonnés à eux-mêmes dans des bouteilles bien fermées, les vins ntinuent à fermenter, deviennent par conséquent plus alcooliques, issent déposer une nouvelle quantité de tartre, et acquièrent beau-up plus de prix : il paraît que leurs éléments reçoivent des modifica-ons dans leurs combinaisons. Les acides font passer les vins rouges au uge clair, les alcalis les verdissent ; les sulfures solubles les font passer vert ou au brun noirâtre, sans y occasionner de précipité distinct.

Lorsque, par une cause quelconque, il se développe de l'acide acé-ique dans les vins rouges et qu'ils deviennent aigres, ils peuvent dis-udre une assez grande quantité de litharge (protoxyde de plomb), et

(1) La lie contient sur 100 parties 20,70 de matière animale ayant de l'analogie ec l'albumine et le caséum, 1,60 d'une matière grasse molle, de couleur verte, 50 de matière grasse blanche, ayant la consistance de la cire, 6 de phosphate de aux, 60,75 de bitartrate de potasse, 5,25 de tartrate de chaux, 0,40 de tartrate magnésie, 2,80 de sulfate et de phosphate de potasse, 2 d'acide silicique mêlé de ains de sable, plus une petite proportion de matière gommeuse, de la matière orante rouge de raisin et de l'acide tannique (Braconnot, *Ann. de chim.*, ai 1831).

se trouvent contenir de l'acétate de plomb : leur saveur, loin d'être aigre, est alors styptique, métallique, *sucrée*. Les marchands ont employé quelquefois ce moyen pour falsifier les vins : or, il est extrêmement dangereux, puisque les préparations de plomb solubles dans l'eau sont toutes vénéneuses. On pourra reconnaître la fraude en versant dans la liqueur de l'acide sulfhydrique, qui y fera naître un précipité noir de sulfure de plomb, ou bien de l'acide sulfurique, un sulfate ou un carbonate solubles, qui la précipiteront en blanc, ou bien de l'acide cnromique ou du chromate de potasse, qui y feront naître un précipité jaune; enfin, si on évapore le vin jusqu'à siccité, et qu'on calcine le résidu dans un creuset, on en retirera du plomb métallique. Les sulfures, conseillés par certains chimistes pour découvrir la présence du plomb dans le vin rouge, sont sans doute des réactifs précieux, puisqu'ils font naître dans cette liqueur un précipité noir de sulfure de plomb; mais ils peuvent induire en erreur si on se borne à un examen superficiel : en effet, plusieurs espèces de vin rouge, ne contenant point de plomb, noircissent sur-le-champ par l'addition d'un sulfure : le changement de couleur est donc insuffisant pour prononcer; il faut nécessairement obtenir un précipité noir de sulfure de plomb dont on puisse extraire le métal.

Si les vins sont troubles, on peut les clarifier aisément à l'aide d'une dissolution de colle ou de blanc d'œuf, qui, en s'emparant de l'acide tannique qu'ils contiennent, forment un précipité susceptible d'entraîner avec lui toutes les matières tenues en suspension.

Vins blancs. — On prépare les vins blancs avec les raisins blancs, ou bien encore avec le moût des raisins noirs séparés de l'enveloppe de leurs grains et de la rafle du raisin : du reste, les phénomènes et la théorie de leur fermentation sont absolument semblables à ceux dont je viens de parler. Il en est à peu près de même de leur action sur le calorique.

Vins mousseux. — Il suffit, pour obtenir les vins mousseux, de les mettre en bouteilles quelque temps après les avoir tirés, de renverser celles-ci, et de les déboucher de temps en temps pour séparer la lie qui se trouve rassemblée dans le goulot. Il est évident que la fermentation du vin doit continuer dans les bouteilles, et que le gaz acide carbonique formé, qui, dans la préparation des vins ordinaires, s'échappe dans l'atmosphère, doit rester en dissolution dans le vin : or, c'est ce gaz qui les rend mousseux lorsqu'on débouche la bouteille et qu'il se dégage dans l'air.

L'altération qu'éprouvent les vins, et qui est connue sous le nom de *graisse*, constitue une sorte de *fermentation visqueuse ;* elle dépend de

ı présence d'une certaine quantité de matière végéto-animale qu'ils etiennent. Les vins blancs sont exposés à *graisser,* parce que, n'ayant as été en contact avec la rafle, ils ne contiennent pas assez d'acide unnique pour que toute leur matière végéto-animale ait été précipitée; indis que les vins rouges ne tirent pas à la *graisse,* parce qu'ils ont prouvé une fermentation convenable avec la rafle du raisin; que si, ar hasard, cette fermentation avait été incomplète, la maladie pourait s'y manifester. Il suit de ce qui précède que l'acide tannique sera mployé avec succès pour préserver de la graisse les vins disposés à ontracter cette altération: on mêlera avec ces vins, un mois ou six emaines avant de les mettre en bouteilles, 1 gramme d'acide tannique ar bouteille ou 100 grammes par cent bouteilles; il se produira du annate de matière végéto-animale insoluble que l'on séparera par déntation; toutefois, avant de procéder à ce mélange, on extraira des ns le dépôt qui pourrait s'y être formé (*Ann. de chim. et de phys.,* XLVI, mémoire de M. François).

De l'acide œnanthique, $H^{13}C^{14}O^{2}$. Il existe dans le vin. Il a une consistance butyreuse à la température ordinaire; il devient fluide à une mpérature plus élevée; il rougit le tournesol. Il bout vers 300°; l'eau dissout à peine, tandis qu'il est très-soluble dans l'alcool et l'éther. ns l'eau, il prend 1 équivalent de ce corps et donne l'acide monodraté. Il fournit de l'éther œnanthique lorsqu'il est monohydraté, et l'on le traite à 150° par cinq fois son poids de sulfovinate de potasse; élangé avec l'alcool méthylique et l'acide sulfurique concentré, il nne de l'éther *méthylœnanthique.* On obtient l'acide œnanthique en décomposant, par de l'acide sulfurique étendu, l'œnanthate de potasse qui le résultat de l'action de cet alcali sur l'éther œnanthique (voy. *Éther œnanthique,* p. 174).

Suc de pommes. — Le suc de pommes paraît contenir beaucoup eau, *un peu de sucre* semblable à celui de raisin, une petite quantité ferment, ou du moins d'une matière qui n'exige que le contact de ir pour le devenir, beaucoup de mucilage, et des acides malique et étique. Il est susceptible de fermenter et de donner une liqueur cone sous le nom de *cidre.* La préparation du *cidre* se fait ordinairement Picardie et en Normandie. On entasse les pommes *aigres et âpres,* eillies depuis le mois de septembre jusqu'au mois de novembre (1); bout de quelque temps, lorsqu'elles sont mûres et sucrées, on les

(1) Les pommes de bonne qualité ne donnent pas de bon cidre.

réduit en une sorte de bouillie au moyen d'une forte pression et d'une certaine quantité d'eau; on verse le suc dans des tonneaux, et on le laisse déposer; bientôt après il entre en fermentation, mais celle-ci n'est bien développée que vers le mois de mars; à cette époque, le cidre est piquant, et peut être enfermé dans des bouteilles, où il continue à fermenter, et devient mousseux. Il se clarifie lui-même, et n'a pas besoin d'être collé. Il est difficile qu'il puisse se conserver longtemps sans passer à l'aigre.

On obtient du cidre de qualité inférieure en coupant le résidu des pommes dont on a exprimé le suc, en y ajoutant de l'eau, en le comprimant fortement, et en faisant fermenter la liqueur qui en découle.

Orge germée. — Pour obtenir le *décoctum* de ce fruit, on laisse l'orge dans l'eau pendant quarante-huit heures pour la ramollir; on l'étend sur un plancher de manière à former une couche peu épaisse; au bout de vingt-quatre heures, on la retourne avec des pelles de bois, pour qu'elle ne s'échauffe pas trop, et on recommence cette opération deux fois par jour. Vers le cinquième jour, il se manifeste des signes extérieurs de germination que l'on arrête vingt-quatre heures après, en soumettant l'orge à la température de 60° : alors les germes se détachent par le frottement, l'orge se trouve desséchée, et doit être grossièrement moulue; on lui donne le nom de *malt.* On la met en contact pendant deux ou trois heures avec de l'eau à 80°, qui dissout du sucre et de la dextrine produits par la réaction de la diastase sur l'amidon, une matière analogue au ferment, de l'albumine, du mucus, et, suivant Thomson, un peu de gluten, de fécule et d'acide tannique. Ce liquide, que j'ai nommé *décoctum d'orge germée,* est susceptible de fermenter et de donner la *bière :* pour cela, on le met dans une grande chaudière de cuivre; on y ajoute du houblon (*humulus lupulus*), dans la proportion de 2 ou 3 millièmes de la poudre d'orge employée pour faire le suc, et on le concentre par l'évaporation; alors on le fait refroidir promptement en le versant dans des cuves très-larges et peu profondes. Lorsque sa température est à 12°, on l'introduit dans une grande cuve appelée *cuve de fermentation,* et on y délaie un peu de levûre; bientôt après, la fermentation se développe, la liqueur est fortement agitée et offre beaucoup d'écume à sa surface. Aussitôt que le mouvement s'apaise, on verse le mélange dans de petits tonneaux que l'on expose à l'air pendant quelques jours, et dans lesquels la fermentation continue. Quand il ne se forme plus d'écume, on colle la liqueur, comme je l'ai dit en parlant des vins rouges; trois jours après, lorsque le dépôt est entièrement formé, on la met en bouteilles

ais elle ne mousse qu'au bout de huit ou dix jours. C'est à la dex-ine contenue dans la bière et au gluten dissous qu'il faut attribuer la opriété mucilagineuse de celle-ci et par suite la faculté de retenir l'a-de carbonique, ce qui rend la mousse persistante.

La bière, obtenue par ce moyen, contient moins d'alcool que le cidre, à plus forte raison que le vin : elle se transforme facilement en acide étique et devient aigre, changement qu'elle éprouverait avec beau-up plus de rapidité si elle ne contenait pas de houblon : du reste, tte plante jouit encore de la propriété de communiquer à la bière une gère saveur amère, qui est fort agréable.

Théorie de la formation de la bière. — Pendant la germination, il se oduit de la diastase, dont la proportion augmente avec le développe-ent de la gemmule, et jusqu'à ce que celle-ci, dans l'orge, ait atteint e longueur égale à celle de chaque grain germé. La diastase formée ange l'amidon en sucre et en gomme, au moment où l'eau à 80° agit r le *malt :* enfin le sucre, par suite de l'action qu'exerce sur lui le fer-ent, se transforme en alcool et en acide carbonique. Si tout l'amidon passait pas à l'état de sucre et de gomme, il s'en précipiterait une rtion qui troublerait le liquide ultérieurement. Proust pensait à tort e l'objet principal de la germination de l'orge était de détruire la ma-ure partie de l'*hordéine,* d'augmenter la quantité de sucre, de gomme, midon, et de rendre celui-ci soluble dans l'eau, en sorte que le moût bière aurait contenu presque toute la substance qui constitue l'orge.

Les expériences faites par Kirchoff, et publiées avant celles de oust, avaient pourtant fourni des résultats beaucoup plus satisfaisants, mme on en jugera par l'extrait suivant : 1° le gluten opère la forma-n du sucre dans les graines germées dont la farine a été infusée dans au chaude ; 2° la fécule qui fait partie des graines germées n'a point oi de changement, car elle n'est convertie en sucre qu'au-dessus de ' thermomètre de Réaumur ; 3° la fécule est, de toutes les parties nstituantes de la farine, celle qui sert le plus particulièrement à la rmation de l'alcool ; 4° par l'acte de la germination, le gluten acquiert propriété de transformer en sucre une plus grande quantité de fécule e celle qui se trouve dans la graine ; 5° la formation du sucre, ns les grains qui ont germé, est une opération chimique et non un ultat de la végétation. Cette théorie, comme on voit, s'accorde avec le que j'ai donnée sur le point le plus essentiel, savoir, que la fécule convertie en sucre, par suite d'une action qu'à la vérité Kirchoff sait exercer au gluten, tandis qu'elle appartient à la diatase.

Sucs de quelques autres plantes. — Le suc de la canne, de groseilles,

de cerises, de l'*acer montanum*, et tous ceux qui contiennent du sucre et du ferment, ou du moins une matière analogue à celui-ci, sont susceptibles de fermenter et de donner une liqueur spiritueuse d'une odeur et d'une saveur variables.

Eaux-de-vie. — *Eaux-de-vie de grains.* Après avoir mêlé $^9/_{10}$ environ de grain concassé avec $^1/_{10}$ de *malt* (1), on y verse assez d'eau presque bouillante pour former une pâte très-claire; le mélange doit être à la température de 62° th. cent.; on l'abandonne dans un cuvier couvert pendant deux heures, puis on ajoute de l'eau froide ou tiède jusqu'à ce que le tout forme 6 ou 7 hectolitres pour 100 kilogrammes de grains, et que le liquide ait une température de 15° à 21°; il suffit alors de mettre ce liquide en contact avec de la levûre de bière de bonne qualité pour que la fermentation alcoolique s'établisse : celle-ci dure pendant trois jours; au bout de ce temps, on distille pour obtenir l'eau-de-vie; à cette époque, la fermentation acide a déjà commencé à se développer. Cent kilogrammes d'orge ont fourni à Mathieu Dombasle 42 litres d'eau-de-vie à 19 degrés.

Eau-de-vie de pommes de terre. — On fait cuire les pommes de terre à la vapeur, on les écrase, on y mêle $^3/_{100}$ de leur poids de *malt d'orge* en farine, et on y ajoute de l'eau presque bouillante, pour former une bouillie marquant 62°, qu'on abandonne au repos pendant deux heures. On l'étend ensuite d'eau froide ou tiède, de manière à former une masse de 3 hectolitres environ pour 100 kilogrammes de pommes de terre, et à la température de 20° à 25°; on ajoute de la levûre de bière. La fermentation est ordinairement terminée au bout de trois jours, et l'on obtient environ 16 litres d'eau-de-vie à 19 degrés pour 100 kilogrammes de pommes de terre. Celles qui sont moins riches en fécule donnent un produit moindre, quelquefois seulement 10 ou 12 litres. Dans ces opérations, la fécule est convertie en sucre et en gomme par la diastase contenue dans le *malt;* le sucre formé se change en alcool par la levûre (voy. *Analyse des grains*, à l'article *Fruits*, et *Action de la fécule sur le gluten*, à l'article *Gluten*).

Les eaux-de-vie de grains ou de pommes de terre offrent une odeur et une saveur désagréables, dues à une huile essentielle, et qui, d'après M. Payen, n'existe que dans les téguments des grains et des pommes de terre. Cette huile n'entre en ébullition qu'à 131°,5 : on pourra donc recourir à la distillation lorsqu'on cherchera à priver les eaux-de-vie

---

(1) Grain germé (voy. *Bière*, p. 604).

e grains et de pommes de terre de la portion d'huile qu'elles renferment, l'esprit-de-vin étant beaucoup plus volatil ; l'expérience prouve, n effet, que l'alcool qu'on en retire est assez pur pour n'avoir plus ni saveur ni l'odeur nauséabonde de l'eau-de-vie. Je terminerai cet article par une observation importante de M. Dubrunfault, savoir, que on obtient une quantité beaucoup plus considérable d'eau-de-vie de rains en se servant d'eau de puits, que lorsqu'on emploie de l'eau de vière ou de l'eau de pluie, ce qui pourrait bien dépendre du carbonate de chaux que renferme abondamment l'eau de puits ; en effet, carbonate, tenu en dissolution par l'acide carbonique, s'empare de acide qui se développe pendant la fermentation, et s'oppose à la transrmation d'une nouvelle quantité d'eau-de-vie en acide.

Rhum, tafia, kirchwasser et *rack*. — On se procure le *rhum* en dislant le produit alcoolique provenant de la fermentation du suc de nne (*saccharum officinale*). On prépare le *tafia* avec de la mélasse, le *rchwasser*, avec les cerises pilées sans avoir été séparées de leurs yaux, et le *rack*, avec les fruits de l'*areca cathecu* et du riz. Lorsque s matières ont éprouvé la fermentation alcoolique, on les distille.

De la fermentation acétique.

Lorsqu'une liqueur alcoolique, convenablement affaiblie, est unie à e certaine quantité de matière végéto-animale, et qu'on l'expose à e température de 10° à 30°, elle ne tarde pas à se décomposer et à nner naissance à de l'acide acétique : on dit alors qu'elle a éprouvé la *rmentation acide*. 1° Si l'on remplit un flacon de cristal avec de l'eau stillée saturée de sucre et mêlée avec du gluten ; si on l'abandonne à i-même après l'avoir parfaitement bouché, on ne tarde pas à observer us les phénomènes de la fermentation alcoolique ; bientôt après l'alol formé se convertit en acide acétique, que l'on peut retirer par la stillation de la liqueur. 2° Si l'on délaie dans un litre d'eau-de-vie à degrés 15 grammes de levûre et un peu d'empois, il se produit, dès cinquième jour, de l'acide acétique très-fort (Chaptal) ; 3° le moût de ère se transforme rapidement en acide acétique dans des vaisseaux os, lorsqu'il n'a été mêlé à aucun principe amer ; 4° la bière et le cidre issent également par s'acidifier, quand on les prive eux-mêmes penut deux ou trois mois du contact de l'air.

Ces expériences avaient porté les chimistes à admettre que la fermention acide ou la transformation de l'alcool en vinaigre pouvait avoir eu à l'abri du contact de l'air ; mais il n'en est rien. On avait oublié

qu'en faisant le mélange des diverses substances nécessaires pour exciter la fermentation, on introduisait une certaine quantité d'oxygène, et que l'eau même tenait en dissolution une assez forte proportion de ce gaz pour effectuer le phénomène, et cela d'autant mieux que l'action qu'exercent les matières azotées (ferments) sur l'alcool, en présence de l'oxygène, peut être assimilée avec raison au rôle que remplit le bioxyde d'azote dans la production de l'acide sulfurique.

On peut exprimer la réaction qui s'opère, en supposant l'absorption d'un certain nombre d'équivalents d'hydrogène de l'alcool par l'oxygène, de manière qu'il en résulte un équivalent d'acide acétique et quatre d'eau.

Il est en outre parfaitement démontré: 1° que l'alcool pur, faible ou concentré, ne se transforme jamais en acide acétique; 2° que le contraire a lieu si, étant moyennement étendu, on le mêle avec une matière végéto-animale; 3° que les vins très-vieux, qui ne contiennent plus de matière végéto-animale, ne passent à l'état d'acide qu'avec la plus grande difficulté; qu'ils ne deviennent pas aigres, à moins qu'on ne les mette en contact avec des ceps, des feuilles de vigne, de la levûre, etc. (Chaptal); qu'au contraire les vins ordinaires, contenant de la matière végéto-animale, se décomposent lorsqu'ils ont le contact de l'air, passent à l'état de vinaigre, se troublent, déposent une sorte de bouillie, donnent naissance à du gaz acide carbonique, et finissent par ne plus contenir d'alcool. Ces résultats prouvent que la matière végéto-animale joue encore un très-grand rôle dans l'acétification des liqueurs spiritueuses qui ont le contact de l'air; cependant celui-ci exerce une influence remarquable, car on sait que le vin dans lequel la matière végéto-animale est peu abondante ne devient jamais aigre, s'il est entièrement privé du contact de l'air; d'ailleurs les expériences de Théodore de Saussure prouvent que les liqueurs alcooliques exposées à l'air en absorbent l'oxygène, et produisent un volume de gaz acide carbonique égal à celui de l'oxygène absorbé : cet acide est-il formé aux dépens d'une portion de carbone de l'alcool, ou de la matière végéto-animale?

Je devrais maintenant chercher à indiquer d'une manière précise comment cette matière végéto-animale agit pour opérer la transformation de l'alcool en acide acétique, quel est au juste le rôle que joue l'air dans cette opération, etc.; mais je ne pourrais présenter à cet égard que des conjectures. Voici pourtant des faits qui peuvent nous guider dans la recherche des causes qui opèrent la transformation de certains liquides alcooliques en acide acétique. M. Bou-

hardat, après avoir constaté que l'alcool pur ou étendu d'eau ne s'acidifie pas par le seul contact de l'air ou de l'oxygène, établit : 1° Que acide acétique ne jouit pas de la propriété d'opérer l'acétification de alcool, et si la *mère du vinaigre* possède cette propriété, elle la doit à uelque autre circonstance qu'à la présence de l'acide acétique ;

2° Que les copeaux de hêtre seuls, ou mêlés d'acide acétique, ne déterminent pas la transformation de l'alcool en acide acétique ;

3° Que la levûre de bière, l'albumine animale, etc., ne convertissent pas davantage l'alcool en acide acétique ; qu'il en est de même de tout utre agent organique, *employé isolément* (1) ;

4° Que deux de ces agents organiques réunis ne transforment pas non plus l'alcool en acide acétique, s'ils ne sont pas de nature, par uite de la réaction qu'ils exercent l'un sur l'autre, à produire euxêmes de l'acide acétique ;

5° Que l'alcool est nécessaire à l'acétification du vin ; car il disparaît, uoi qu'on en ait dit, pendant que la fermentation a lieu ; tout semble ire admettre que les substances organiques contenues dans le vin, et sceptibles de produire de l'acide acétique, donnent lieu à une action imique et à un ébranlement de molécules, qui détermine l'acétification de l'alcool ;

6° Que l'on augmente considérablement l'acidité du vinaigre lorsque, autres circonstances étant favorables d'ailleurs, on ajoute au vin une rtaine proportion d'alcool.

De la fermentation putride.

On désigne sous le nom de *fermentation putride*, ou de *putréfaction*, décomposition éprouvée par les corps organiques soustraits à l'influence de la vie, et soumis à l'action de l'eau et de la chaleur. Il ne it être question ici que de l'altération des substances végétales.

Ces substances ne sont pas toutes susceptibles d'éprouver la fermentation putride ; les corps gras, l'alcool, les résines, etc., ne se putréfient nt ; plusieurs acides végétaux ne s'altèrent que difficilement ; les incipes immédiats dans lesquels l'oxygène et l'hydrogène sont dans le pport convenable pour former de l'eau peuvent, au contraire, subir s facilement cette altération. Les *plantes* dont le tissu est lâche se

---

(1) Ce fait est en opposition avec l'expérience citée plus haut, dont je garan- cependant l'exactitude.

décomposent plus promptement que celles dont le tissu est serré; mais dans aucun cas, la décomposition des végétaux n'est aussi rapide que celle des animaux.

Voyons maintenant quelle est l'influence de l'eau, du calorique et de l'air, sur les substances végétales susceptibles de se putréfier. L'*eau* agit en détruisant leur cohésion et en dissolvant quelques produits de leur décomposition ; sa présence est indispensable, puisqu'on peut conserver indéfiniment les matières organiques parfaitement desséchées. Le *calorique* exerce la même action que l'eau : il faut cependant, pour que la température favorise la putréfaction, qu'elle ne soit ni trop élevée ni trop basse ; car, dans le premier cas, l'eau est vaporisée, et le végétal se trouve desséché ; dans le second, elle est congelée, et la putréfaction s'arrête ; la température la plus convenable est de 10° à 25°. — *Action de l'air.* Si l'air est souvent renouvelé, il dessèche les végétaux, entraîne les germes putrides qu'ils exhalent, et s'oppose à leur altération ultérieure ; s'il est stagnant, il cède une portion de son oxygène au carbone qu'ils renferment, donne naissance à du gaz acide carbonique, et contribue nécessairement à hâter leur décomposition ; le bois est alors presque entièrement transformé en acide ulmique. D'après Th. de Saussure, pendant la fermentation putride, plusieurs végétaux, si ce n'est tous, peuvent absorber ou exhaler de l'azote suivant les conditions où ils sont placés ; l'absorption a lieu lorsque l'air atmosphérique est souvent renouvelé et que la fermentation marche lentement, tandis qu'il y a exhalation quand le végétal azoté est en contact avec une atmosphère composée d'azote et d'acide carbonique, et que la décomposition marche rapidement. (Voy. *Journ. de pharm.*, novembre 1834.)

Des produits de la fermentation putride des substances végétales.

Ces produits sont le terreau, la tourbe, le lignite, la houille, l'anthracite, les bitumes, etc.

Terreau et *engrais*. — M. Soubeiran, dans son beau mémoire sur l'*humus*, et sur le rôle des engrais dans l'alimentation des plantes, après avoir rectifié beaucoup d'erreurs, conclut comme il suit : 1° Dans la formation du terreau, par suite de la décomposition du bois, le premier terme de cette décomposition est le *terreau charbonneux*, qui diffère du bois par une plus forte proportion de carbone, et de l'*humus* par une proportion plus faible du même élément.

2° Que le second terme est l'*humus*. L'*humus* du terrain et des en-

grais ne contient jamais plus de 57 pour 100 de carbone; s'il est pur, il renferme 2 $^1/_2$ p. 100 d'azote, qui paraissent essentiels à sa constitution. Il est à peine altérable au contact de l'air, et à peine soluble dans l'eau; il acquiert de la solubilité par sa combinaison avec la chaux; mais l'agent principal de sa dissolution est le carbonate d'ammoniaque, qui peut réagir également et sur l'*humus* libre et sur l'*humus* engagé dans un composé calcaire. Dans le terreau ordinaire, une partie de l'*humus* est libre; une plus grande partie est combinée à la chaux: c'est le contraire dans le terreau des vieux chênes. L'*humus*, rendu soluble, est absorbé par les racines des plantes. *Il sert directement à la nourriture du végétal;* son absorption se fait surtout sous forme d'humate d'ammoniaque; dans les terres ordinaires, l'humate d'ammoniaque résulte principalement de la réaction du carbonate d'ammoniaque sur l'humate de chaux. L'*humus* a de plus une action favorable sur la végétation, en attirant et retenant l'humidité de l'air et l'ammoniaque, en facilitant la dissolution du phosphate de chaux, en améliorant les qualités physiques du sol, en modérant et régularisant la décomposition des matières animales putrescibles. Il faut encore ajouter que l'*humus* condense et transforme en ammoniaque l'azote de l'air atmosphérique, ainsi que l'a prouvé Mulder.

3° La tourbe, modifiée au contact de l'air, de la chaux et des matières alcalines, a tous les caractères et les propriétés du terreau. Elle est extrêmement propre à favoriser la végétation, après qu'on lui a ajouté les matières salines, chlorures, sulfates et phosphates alcalins terreux, dont elle est habituellement dépourvue.

4° L'engrais par excellence est celui qui contient en même temps des sels terreux et alcalins, des sels ammoniacaux, de la matière animale putrescible, de l'*humus* tout formé, et des débris végétaux en voie de transformation.

5° Dans l'appréciation d'un engrais, il faut prendre en considération non-seulement la quantité d'azote fourni par l'analyse, mais aussi l'état sous lequel cet azote existe dans l'engrais, savoir: à l'état de sel ammoniacal ou de matière animale putrescible, à l'état de sel ammoniac soluble ou de phosphate ammoniaco-magnésien.

6° Les analyses des engrais fermentés faites jusqu'ici sont défectueuses, en ce qu'on n'a pas tenu compte de la perte qui résulte de l'action du carbonate de chaux sur les sels à base d'ammoniaque, pendant la dessiccation des engrais. Il en résulte que les tables représentant la proportion d'azote dans les engrais, et qui ont été publiées, ne peuvent donner que des approximations.

7° La valeur comparative des engrais ne peut être appréciée en tenant compte seulement de la quantité d'azote qu'ils fournissent à l'analyse, parce que, d'une part, les matières azotées ne sont pas les seuls éléments actifs des engrais, et d'autre part, parce que la valeur des engrais dépend beaucoup de l'état sous lequel l'azote y est contenu; et comme conséquence, il n'est pas possible d'établir une table d'équivalence pour les engrais. (Voy., dans le *Journ. de pharm.* de mai et juillet 1850, le mémoire couronné par la Société centrale d'agriculture de Rouen.)

Tourbe. — La tourbe existe particulièrement en Hollande, en Westphalie, dans le Hanovre, en Prusse, en Silésie, en Suède et en Écosse; il y en a beaucoup moins en France. Elle est solide, noirâtre, et composée de végétaux entrelacés, plus ou moins décomposés, mêlés de terre argileuse, sablonneuse, de coquilles, de débris d'animaux, etc. Elle est le résultat de l'altération qu'éprouvent, au bout d'un temps variable et encore inconnu, les plantes aquatiques herbacées des lieux marécageux. On reconnaît deux sortes de tourbe: la compacte, qui est *brune*, et l'*herbacée*, qui est spongieuse. M. Regnault a vu qu'une tourbe de Vulcaire, près d'Abbeville, desséchée à 100°, contenait 5,63 d'hydrogène, 57,03 de carbone, 29,67 d'oxygène, 2,09 d'azote, et 5,58 de cendres; elle renfermait donc plus de carbone que le ligneux, et beaucoup plus d'hydrogène qu'il n'en faudrait pour former de l'eau avec les 29,67 p. d'oxygène. Les diverses tourbes examinées jusqu'à présent ont fourni de l'*humine*, de l'acide *humique*, de l'*ulmine*, et de l'acide *ulmique;* ces matières n'ont pas toujours été trouvées identiques avec celles que l'on obtient en traitant le sucre par les acides (voy. p. 41): ainsi l'acide ulmique retiré d'une tourbe de la Frise a donné à M. Regnault 2 équivalents d'eau de plus que l'acide ulmique obtenu avec le sucre; l'*humate d'ammoniaque* extrait d'une tourbe noire de Harlem ne perdait pas son eau à 140°, tandis que celui qui avait été préparé avec l'acide humique fait avec le sucre la perdait.

En distillant la tourbe, on obtient des carbures d'hydrogène liquides, propres à l'éclairage, de la paraffine, de l'alcool méthylique, de l'ammoniaque, et du charbon; celui-ci est très-léger, très-friable, et peu employé. Le pouvoir calorifique d'une tourbe de bonne qualité est compris entre 3,000 et 3,500 (voy. *Combustion,* t. Ier, p. 113).

Combustibles fossiles. — On comprend sous ce nom les *lignites*, les *houilles,* et les *anthracites.* Les substances ligneuses, en se décomposant, se transforment successivement en lignites, en houilles, et en anthracites.

Lignites. On les trouve dans les terrains tertiaires; ils sont friables, et donnent facilement une poudre brune; souvent la structure végétale y est parfaitement conservée; ils contiennent du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote; le lignite parfait de Dax a fourni à M. Regnault 70,49 de carbone, 5,59 d'hydrogène, 18,93 d'oxygène et d'azote. Les lignites qui paraissent de formation récente offrent encore des traces évidentes d'organisation végétale, qui se lient aux bois fossiles et aux tourbes; on y voit aussi des parties qui présentent une grande analogie avec les houilles.

Lignites parfaits. — Celui de Dax est d'un beau noir, à cassure inégale, sans texture ligneuse; le coke qu'il fournit n'est pas collé. Celui des Bouches-du-Rhône est schisteux, noir, pur et brillant, sans texture ligneuse; coke non collé. Celui de Mont-Meisner est brillant, à cassure conchoïde; coke faiblement collé. Celui des Basses-Alpes est noir, à éclat gras; coke légèrement boursouflé.

Lignites imparfaits. — Celui de Grèce est feuilleté, d'un noir terne, avec des indices d'organisation végétale; coke non collé. Celui de Cologne, dit *terre d'ombre,* est friable, à poussière d'un brun rouge, à texture ligneuse; coke non collé. Celui d'Usnach est un bois fossile, à texture de bois, fort dur.

Lignites passant au bitume. — Celui d'Ellebogen est compact, homogène, à cassure conchoïde; oke métalloïde très-léger. Celui de Cuba est noir, velouté, à éclat gras; coke boursouflé très-léger.

Les lignites se dissolvent dans la potasse, et colorent la liqueur en brun, à la manière de l'acide ulmique. Décomposés par la chaleur, ils se comportent à peu près comme les bois, ou plutôt comme la tourbe; lorsqu'on les enflamme, ils exhalent une odeur âcre, fétide, et ne se boursouflent point.

On emploie la *terre d'ombre* ou *de Cologne* dans les peintures en détrempe et à l'huile, on la trouve abondamment en France; elle contient une grande quantité d'acide ulmique. Le *jayet,* dont on se sert pour les bijoux de deuil, est d'un beau noir.

Houilles. — On désigne sous ce nom des combustibles sous forme de masses noires, brillantes, compactes, ou à texture schisteuse, fournissant des poudres noirâtres, dans lesquels on ne reconnaît plus, en général, la structure végétale, rares dans les terrains secondaires, très-abondants, au contraire, dans l'*étage supérieur* des terrains de transition, et qui paraissent provenir de la décomposition des corps organisés végétaux, enfouis dans le sein de la terre. Elles sont formées de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote. La houille grasse et

dure d'Alais a fourni à M. Regnault 88,05 de carbone, 4,85 d'hydrogène, 5,69 d'oxygène et d'azote, et 1,41 de cendres; par la calcination, elle a laissé 77,7 de coke métalloïde légèrement boursouflé. Au reste, toutes ces houilles sont formées par des mélanges de différents corps insolubles dans tous les dissolvants, ce qui fait qu'il a été impossible de les séparer les uns des autres. Plusieurs d'entre elles contiennent des pyrites martiales qui nuisent à leurs qualités; il en est qui renferment de l'iode (voy. p. 71 du t. Ier). Elles sont, en général, assez dures pour ne pas pouvoir être rayées par l'ongle; leur poids spécifique moyen est de 1,3; lorsqu'on les divise, on remarque quelquefois dans leurs fragments des couleurs très-variées; elles peuvent se ramollir et se coller au feu; cette propriété *collante* est d'autant plus marquée, que la houille contient un plus grand excès d'hydrogène par rapport à l'oxygène. Décomposées par le feu, en vaisseaux clos, les houilles fournissent de l'eau, des gaz combustibles, des huiles empyreumatiques, un *goudron* dont je donnerai plus bas la composition, de l'ammoniaque, et laissent du coke. Si, étant exposées à l'air, on les met en contact avec un corps en ignition, elles absorbent l'oxygène, répandent une fumée noire, et produisent une belle flamme blanche. Elles sont, en général, insolubles dans la potasse caustique.

On a divisé les houilles en quatre classes, savoir : les *houilles grasses* et *fortes* ou *dures*, les *houilles grasses maréchales*, les *houilles grasses à longue flamme*, et les *houilles sèches à longue flamme*. Les houilles *dures* donnent le meilleur coke pour les hauts-fourneaux; en effet, ce coke est peu boursouflé, dense, et doué d'une forte cohésion. Les houilles *maréchales* sont les plus estimées pour la forge; leur coke est boursouflé, et ne convient pas aux applications métallurgiques. Les houilles *grasses à longue flamme* sont très-recherchées pour le fourneau à réverbère, pour le chauffage domestique, et pour la fabrication du gaz de l'éclairage; elles ne donnent que peu de coke, excellent pour le haut fourneau. Les houilles *sèches à longue flamme* conviennent pour la chaudière, mais elles donnent moins de chaleur que les précédentes; leur coke est métalloïde, non boursouflé, et à peine *fritté*.

Substances contenues dans le goudron de houille.

POINTS D'ÉBULLITION.	NEUTRES.	BASIQUES.	ACIDES.
50	Huile alliacée.		
—			
70 80	Benzine, H^6C^{12}		
—			
100			
111	. . . .	Picoline, $H^7C^{12}Az$	
113	Toluène, H^8C^{14}		
—			
148	Cumène, $H^{12}C^{18}$		
—			
171	Cymène, $H^{14}C^{20}$		
182	. . . .	Aniline, $H^7C^{12}Az$.	
187	. . . .	. . . .	Acide carbolique. Hydrate de phényle, $H^6C^{12}O^2$.
200	Naphtaline, H^8C^{20}		
212 220 23	Divers carbures d'hydrogène liquides. . .	Leucole, $H^7C^{18}Az$	
—			
280	Paranaphtaline.		
—	Pyrène.		
300	Chrysène.		
—			

Anthracites. — On les trouve dans l'étage *inférieur* des terrains de transition, rarement dans l'étage supérieur; il en existe aussi dans les terrains secondaires. M. Regnault les a rangés parmi les houilles. Ils sont ordinairement très-compacts, d'un éclat vitreux, quelquefois irisés à leur surface, et donnent une poussière d'un noir pur ou d'un noir grisâtre. Ils brûlent difficilement, quoique très-riches en carbone, et perdent très-peu de matières volatiles par la calcination. Ils contiennent du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote; celui du pays de Galles a fourni 91,29 de carbone, 3,33 d'hydrogène, 4,80 d'oxygène et d'azote, et 1,58 de cendres; il a donné par la calcination 91,3 de coke pulvérulent. On l'emploie pour le chauffage des fourneaux à réverbères.

Coke. — Le coke n'est autre chose que le charbon qui reste après avoir distillé la houille pour la priver de son hydrogène, de son oxygène, etc. Il ne brûle bien qu'en grandes masses; mais il brûle sans flamme ni fu-

mée, et sans répandre d'odeur; son pouvoir rayonnant est bien supérieur à celui de tous les autres combustibles, ce qui le fait préférer pour tous les chauffages à foyer ouvert.

Bitumes. — On les trouve, dans les terrains tertiaires, sous forme d'amas irréguliers ou de couches présentant un gisement analogue à celui des lignites, ou bien ils imprègnent des couches de schiste ou de grès appartenant aux divers étages géologiques. Il en est qui renferment beaucoup d'azote, et qui fournissent une grande quantité de carbonate d'ammoniaque quand on les décompose par le feu. On n'est point d'accord sur leur origine; il semblerait cependant que plusieurs d'entre eux proviennent de la putréfaction de substances animales, notamment de poissons; toujours est-il qu'on trouve souvent beaucoup d'empreintes de ces animaux dans les roches voisines.

Ils sont solides, liquides, ou de la consistance du goudron; leur couleur est noire, brune ou jaunâtre; quelquefois même ils sont presque incolores; ils ont une odeur particulière, qui se manifeste principalement lorsqu'on les frotte ou qu'on les chauffe; leur poids spécifique est très-variable; ils sont fusibles et inflammables; ils sont insolubles dans l'eau et dans l'alcool. Distillés, ils se décomposent, et ne fournissent point d'ammoniaque.

DU NAPHTE OU PÉTROLE.

On a désigné sous le nom de naphte ou de pétrole des huiles de nature très-diverse, qui sortent du sol accompagnées d'eaux chaudes ou froides, de gaz combustibles, etc.; les principales sources de ces huiles existent à Baku en Perse, à Amiano dans les duchés de Parme et de Plaisance, à Modène, en Calabre, en Sicile, en Suède, etc.

L'huile de naphte ne contient pas d'oxygène, et paraît formée de plusieurs carbures d'hydrogène. Elle est liquide, incolore, d'une odeur particulière, légèrement bitumineuse, presque insipide, d'une densité de 0,84 environ, entrant en ébullition à 120° ou à 140°; les dernières portions ne distillent qu'au delà de 300°; entre ces deux extrêmes, si l'on fractionne les produits, on obtient diverses huiles; mais aucune d'elles ne présente un point d'ébullition constant, ce qui fait qu'on les considère comme des mélanges; la plus volatile d'entre elles paraît isomère avec le gaz oléfiant, HC; les moins volatiles renferment moins d'hydrogène. L'huile de naphte est décomposée, à une chaleur rouge, en charbon, en carbure d'hydrogène gazeux, et en huile bitumineuse tenant en dissolution une quantité notable de carbure d'hy-

drogène solide. Elle brûle à l'air avec une flamme très-blanche et fuligineuse, si on l'approche d'un corps en combustion. Elle est insoluble dans l'eau, et soluble dans l'alcool pur, l'éther sulfurique et les huiles. Elle peut dissoudre à chaud le soufre, le phosphore, l'iode, et surtout le camphre et la poix-résine. Les acides et le chlore donnent avec elle des composés qui rappellent, jusqu'à un certain point, ceux que l'on obtient avec la naphtaline placée dans les mêmes conditions. On l'emploie pour conserver le potassium et des métaux très-oxydables, mais surtout pour l'éclairage; on s'en sert en médecine comme calmant et comme anthelminthique.

On obtient le naphte le plus pur en creusant des sources jusqu'à 10 mètres de profondeur dans une marne argileuse qui en est imbibée, et que l'on trouve en grande quantité à Baku sur la côte nord-est de la mer Caspienne; l'huile de naphte se rassemble peu à peu en assez forte proportion.

Bitume malthe (goudron minéral). — Il existe principalement près de Clermont; il diffère fort peu du pétrole; sa consistance est visqueuse. On s'en sert, comme du goudron ordinaire, pour enduire les câbles et les bois; il fait partie de la cire noire à cacheter, et de quelques vernis que l'on applique sur le fer. On l'emploie pour graisser les essieux des charrettes, etc.

Bitume asphalte (*brai gras*). — On le trouve dans différentes contrées, et principalement à la surface du lac de Judée, dont les eaux sont salées. Il est solide, noir, avec une teinte brune, rouge ou grise; il est opaque, sec, friable et inodore, à moins d'être chauffé ou frotté; son poids spécifique varie depuis 1,104 jusqu'à 1,205. Il s'enflamme facilement lorsqu'on le chauffe avec le contact de l'air, et laisse un résidu assez considérable. L'asphalte du Mexique est noir, très-brillant, fusible au-dessous de 100°; quand on le décompose par le feu, il laisse un coke très-boursouflé; il contient 78,10 de carbone, 9,30 d'hydrogène, 9,80 d'oxygène et d'azote, et 2,80 de cendres. On prépare des mastics bitumineux avec du brai gras et du calcaire bitumineux, ou du sable.

DU SUCCIN (KARABÉ, AMBRE JAUNE, ÉLECTRUM).

On trouve principalement le succin sur le rivage de la mer Baltique, entre Kœnigsberg et Memel. Il est solide, d'une couleur jaunâtre, inodore, insipide, d'une texture compacte, d'une cassure vitreuse; il est souvent transparent, et il peut toujours recevoir un beau poli.

Distillé, il fond, se décompose, et donne, outre l'acide succinique, des produits qui diffèrent suivant la température (voyez *Préparation de l'acide succinique,* page 370). Si on le chauffe avec le contact de l'air, il s'enflamme facilement; il ne s'altère point dans l'atmosphère. Suivant Gehlen et Bouillon-Lagrange, l'eau bouillante dissout une portion de l'acide succinique qu'il contient. Si on le fait bouillir avec de l'alcool, il paraît éprouver une altération et se dissoudre en partie; le *solutum* a une saveur amère, blanchit par l'addition de l'eau, rougit l'*infusum* de tournesol, et précipite par les eaux de chaux et de baryte. Les huiles grasses et essentielles dissolvent le succin préalablement fondu. D'après Berzelius, le succin est formé d'une petite quantité d'une huile odoriférante, de deux espèces de résine, d'acide succinique, et d'une substance ayant quelque rapport avec le principe trouvé par John dans la gomme-laque. Il est employé pour préparer l'acide succinique et les vernis gras; les Orientaux s'en servent aussi pour faire des bijoux.

DE
LA CHIMIE ANIMALE.

J'ai examiné en détail tout ce qui a rapport à la composition des prin-
ppes immédiats des animaux, à l'action des divers réactifs sur eux,
ux procédés qu'il faut mettre en usage pour déterminer les pro-
ortions de chacun des éléments qui les constituent, et qui sont le
lus ordinairement l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote, etc.
oy .p. 5 et suiv.); je n'y reviendrai pas, et je me bornerai à dire quel-
ues mots de la *décomposition par le feu* de ces principes immédiats,
u *charbon animal,* qui diffère notablement du charbon végétal, et
l'action du *glucose* et de l'*acide sulfurique* sur eux.

Décomposition par le feu. Indépendamment des produits que j'ai in-
qués à la page 5 de ce volume, plusieurs matières azotées, sinon
utes, fournissent des bases alcalines homologues avec l'ammoniaque.
. Wurtz pense que l'on finira par trouver toute la série de ces bases,
ire même le terme H^9C^6Az, qui n'est pas encore connu (voy. *Éthy-
mine, Méthylamine, Butyramine,* etc., à la p. 446). Quoi qu'il en soit,
jà, en décomposant par le feu l'huile d'os, c'est-à-dire le produit
uileux que l'on recueille dans la fabrication du noir d'ivoire, M. An-
rson a obtenu plusieurs substances dont quelques-unes sont basiques;
rmi ces substances, il a reconnu le pyrrhol, l'aniline, la butyramine
pétinine, et une base bouillant entre 132° et 135° qui, après avoir
é purifiée, possédait toutes les propriétés de la *picoline,* $H^7C^{12}Az^2$,
omérique avec l'aniline (*Journ. de pharm.,* octobre 1849).

Charbon animal. Il est le résultat de la décomposition par le feu, en
aisseaux clos ou à l'air libre, des principes immédiats, des produits
mmédiats, ou des organes des animaux. Il est formé d'une partie char-
onneuse et de cendres; la partie charbonneuse est essentiellement
mposée de carbone et d'azote: j'ai déjà dit, à la page 49 du tome Ier,
ue 100 parties de charbon de gélatine ont fourni à Dœbeirener 71,7
carbone et 28,3 d'azote. Le charbon animal est noir, brillant, fra-
le, très-difficile à incinérer; calciné avec de la potasse ou de la soude,

il donne du cyanure de potassium ou de sodium solubles, lesquels, étant dissous dans l'eau, précipitent en bleu un mélange de sels de protoxyde et de sesquioxyde de fer (bleu de Prusse). Il jouit au plus haut degré de la propriété décolorante (voy. t. I, p. 53).

Noir animal. On donne ce nom au *charbon d'os*, dont on fait un si fréquent usage pour décolorer les sucres. Pour le préparer, on chauffe dans de grandes chaudières, avec de l'eau, les os préalablement divisés; la graisse fond et vient se figer à la surface dès que le liquide est refroidi; les os, ainsi dégraissés, sont séchés à l'air, puis chauffés, pendant 7 à 8 heures, à une température rouge, dans des cylindres ou dans de grands pots en fonte; le charbon ainsi obtenu est ensuite broyé entre des cylindres. Le noir qui a déjà servi à décolorer doit être soumis à une révivification qui le rend propre à être employé de nouveau, autrement son usage entraînerait des dépenses considérables; on le revivifie soit en le faisant bouillir avec de l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique, qui dissout la chaux qu'il avait absorbée, soit en le débarrassant, par des lavages, des matières solubles, et en le soumettant à une nouvelle calcination qui carbonise les substances organiques adhérentes, soit enfin en l'abandonnant à lui-même pendant quelques semaines, afin de faire fermenter le sucre et les matières organiques qu'il renferme, et en le soumettant ensuite à la calcination. Le noir animal perd environ 4 ou 5 p. 100 de son poids chaque fois qu'il est revivifié; cette opération peut être répétée vingt ou vingt-cinq fois sur le même charbon.

Action du glucose et de l'acide sulfurique sur les substances organiques. Lorsqu'on étale sur une lame de verre certaines matières organiques, au milieu d'une goutte d'une dissolution moyennement concentrée de glucose, et que l'on dépose une goutte d'acide sulfurique sur le bord de la goutte de glucose, on voit, 1° que les substances albuminoïdes ne tardent pas à se colorer d'abord en rouge, puis en violet; 2° que la bile acquiert une couleur pourpre magnifique, surtout à la température de 50° c.; 3° que les corpuscules du sang, du mucus, du pus, l'élaïne, les matières analogues à la corne, comme l'épiderme et l'épithélium, les cheveux, les plumes, la corne elle-même, la baleine, les écailles des serpents, les fibres des muscles et des nerfs bien lavées, et le cristallin, sont colorés en rouge; 4° que les fibres des tendons, les membranes cellulaires et séreuses, débarrassées par des lavages à l'eau des matières albuminoïdes, et le tissu gélatineux des os, deviennent d'un jaune brunâtre; 5° que les fibres du tissu élastique, après avoir bouilli dans l'eau, ne se colorent pas; 6° que le tissu cartilagineux

asse au jaune rougeâtre, tandis que les cellules cartilagineuses elles-êmes sont colorées en rouge (Schultze, *Journal de pharmacie*, fé-ier 1850).

L'étude de la chimie animale comprend, 1° la description des prin-pes immédiats, 2° celle des produits immédiats et des organes des ani-aux, 3° la putréfaction.

CLASSE PREMIÈRE.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS.

Je diviserai les principes immédiats des animaux en trois sections : première contiendra les matières *neutres* ou *indifférentes*, la seconde *acides*, et la troisième les *bases alcalines*. Je parlerai ensuite des ·ps dérivés du cyanogène.

SECTION PREMIÈRE.

DES PRINCIPES NEUTRES OU INDIFFÉRENTS.

Ces principes peuvent être rangés dans les deux groupes suivants : ceux qui ne contiennent que de l'oxygène, de l'hydrogène et du car-ne ; 2° ceux qui renferment, outre ces trois corps, de l'azote.

PREMIER GROUPE.

Des principes composés d'oxygène, d'hydrogène et de carbone.

Ces principes sont le sucre de lait, la cholestérine et la castorine.

DU SUCRE DE LAIT OU LACTINE. $H^{24}C^{24}O^{24}$

Quoique ce corps partage les principales propriétés du sucre, il en ère cependant autant que l'amidon et le ligneux, puisqu'il n'est sus-tible d'éprouver la fermentation alcoolique que lorsqu'il a été trans-né en glucose.

Il n'a été trouvé que dans le lait. Il est sous forme de parallélipèdes réguliers, terminés par des pyramides à quatre faces, incolores, demi-transparents, durs, inodores, doués d'une saveur légèrement sucrée, et plus pesants que l'eau. Il exerce vers la droite la rotation du plan de polarisation. A 120°, il perd 2 équivalents d'eau sans fondre; à 150°, il perd 3 autres équivalents d'eau, et se trouve réduit à $H^{19}C^{24}O^{19}$; chauffé plus fortement, il se boursoufle, et se décompose à la manière des principes non azotés (voy. p. 4). Il est inaltérable à l'air, soluble dans 6 parties d'eau froide et dans 2 d'eau bouillante; il est insoluble dans l'alcool et l'éther. Le *solutum* aqueux n'est précipité ni par les alcalis, ni par les acides, ni par l'infusion de noix de galle, ni par les sels; l'alcool en précipite le sucre de lait. L'acide *azotique* agit sur lui à chaud comme sur la gomme; il le transforme en acide *saccholactique* (mucique, réaction que l'on peut considérer comme un caractère distinctif), et en acides oxalhydrique et oxalique. Pulvérisé, il absorbe le gaz ammoniac (Berzelius) et le gaz chlorhydrique (Bouillon-Lagrange et Vogel). Il forme aussi une combinaison avec l'oxyde de plomb $= PbO, H^{19}C^{24}O^{19}$.

Vogel a prouvé, en 1812, que lorsqu'on fait bouillir pendant trois heures 100 parties de sucre de lait avec 400 parties d'eau et 2, 3, 4 ou 5 parties d'acide sulfurique à 66°, ou d'acide chlorhydrique, et que l'on ajoute de l'eau à mesure qu'elle s'évapore, on obtient, après avoir saturé l'excès d'acide par du carbonate de chaux, du glucose beaucoup plus sucré que le sucre de lait, très-soluble dans l'alcool, et susceptible d'éprouver la fermentation spiritueuse par son mélange avec l'eau et avec la levûre. Les acides citrique et acétique agissent comme l'acide sulfurique. Le sucre de lait contenu dans du lait *frais* éprouve la fermentation alcoolique si le lait est maintenu à la température de 40°, tandis que si le lait a été exposé pendant quelque temps à l'air, et que le caséum ait subi certaine altération, le sucre de lait subit la fermentation lactique. L'acide lactique produit dans ce cas, $H^5C^6O^5,HO$, offre la même composition élémentaire que le sucre de lait.

Préparation. On évapore le petit-lait, et on le laisse cristalliser; les cristaux de sucre de lait obtenus sont dissous dans l'eau, et cristallisés de nouveau pour les séparer d'un peu de *caseum* et de quelques substances salines qui les altèrent. Cette préparation se fait principalement en Suisse.

DE LA CHOLESTÉRINE. $H^{32}C^{26}O$.

La cholestérine existe dans la bile, d'où elle se sépare accidentellement sous des influences morbides, pour former des *concrétions* spéciales, qui quelquefois présentent ce principe dans un état de pureté presque parfaite; on la trouve aussi dans la matière cérébrale, dans les nerfs et dans le foie; le sérum du sang et le jaune d'œuf fournissent également de la cholestérine, quand on les traite par l'éther après les avoir desséchés (Liebig). Elle a été désignée par Fourcroy sous le nom impropre d'*adipocire,* qu'il avait déjà donné au gras *des cadavres,* dont elle diffère beaucoup. Elle est sous forme d'écailles blanches, brillantes, insipides, inodores, sans action sur le tournesol et sur l'hématine. Elle fond à la température de 137°, et cristallise par le refroidissement en lames rayonnées : *distillée,* elle se volatilise sans fournir d'*acides* gras, si on la porte rapidement à la température de l'ébullition ; si on chauffe plus lentement, on obtient un produit liquide qui contient beaucoup d'huile empyreumatique insoluble dans la potasse, et qui ne renferme non plus aucun acide gras. La cholestérine est insoluble dans l'eau; 100 grammes d'alcool bouillant à 0,816 dissolvent 18 grammes de cholestérine; la même quantité d'alcool à 0,840 n'en dissout que 11,24; par le refroidissement de la dissolution alcoolique, la plus grande partie de la cholestérine se précipite. Elle est soluble dans l'éther, l'esprit de bois, l'essence de térébenthine et l'eau de savon. Lorsqu'elle se dépose d'une dissolution préparée avec un mélange de 2 parties d'alcool et de 1 d'éther en volume, ses cristaux sont hydratés, $=3H^{22}C^{26}O, 2HO$; il suffit de chauffer ces cristaux à 100° pour les déshydrater. Elle n'est pas altérée par les alcalis, et ne jouit pas de la propriété de se saponifier. Le chlore et le brome agissent sur elle par substitution, en lui enlevant de l'hydrogène qu'ils remplacent; la combinaison la plus chlorée a pour formule $H^{18}C^{26}Cl^{4}O$. Lorsqu'on traite à chaud, et à plusieurs reprises, 1 grammes de cholestérine par 200 grammes d'acide azotique faible, celui-ci se décompose, et la cholestérine se trouve convertie en acide *cholestérique* mêlé d'acide choloïdanique, d'une matière résineuse et d'acide oxalique; à certains degrés de concentration l'acide azotique peut encore produire, avec la cholestérine, des acides volatils et d'autres composés, tels que les acides caprique, caprilique, valérianique, butyrique, nitrocholique et du *cholacrol,* substance neutre. L'acide sulfurique concentré, chauffé avec un mélange de cholestérine et du même acide étendu d'eau, donne trois carbures d'hydrogène cristalli-

sables, fusibles l'un à 127°, un autre à 255°, et le troisième à 240°; il s'est formé 1 équivalent d'eau aux dépens de la cholestérine, et il ne s'est dégagé aucun gaz. L'acide *phosphorique* concentré, chauffé jusqu'à 137° avec un sixième de son poids de cholestérine, donne une masse contenant deux carbures d'hydrogène, la *cholestérone* et la *cholestéarone.*

Préparation de la cholestérine. On prépare la cholestérine en faisant bouillir dans l'alcool et un peu de charbon animal, les calculs biliaires de l'homme, réduits en poudre fine; la cholestérine se dissout et cristallise à mesure que la liqueur se refroidit. On la sépare des corps gras qu'elle pourrait contenir, en la traitant par une lessive de potasse, et en faisant cristalliser de nouveau.

Acide cholestérique, $H^4C^8O^4$. — Il est solide, incristallisable, d'une saveur acide amère et astringente, déliquescent, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il fournit, avec les alcalis, des sels solubles et incristallisables. Les autres cholestérates sont en général insolubles, et ont pour formule $MO,H^4C^8O^4$. On l'obtient en traitant la cholestérine à plusieurs reprises par un excès d'acide azotique faible; la masse brune qui reste dans la cornue, étant refroidie, se partage en deux couches : la supérieure est formée par de l'acide *choloïdanique* cristallin; l'inférieure contient une grande quantité d'acide cholestérique, une résine insoluble et de l'acide oxalique; en filtrant, l'acide cholestérique passe avec la résine et l'acide oxalique; par l'action de l'eau, on dissout les acides cholestérique et oxalique, tandis que la résine ne se dissout pas. En faisant agir sur la liqueur filtrée de l'oxyde d'argent, on produit deux sels que l'on évapore jusqu'à siccité, puis on dissout le cholestérate d'argent à l'aide de l'eau bouillante, tandis que l'oxalate n'est point dissous; on décompose, par l'acide sulfhydrique, le cholestérate qui s'est déposé à mesure que la liqueur s'est refroidie. Pelletier et Caventon ont décrit les premiers un acide cholestérique auquel ils ont assigné des propriétés différentes de celles qui viennent d'être indiquées, et qui n'avait pas été séparé des diverses matières produites par l'action de l'acide azotique sur la cholestérine.

DE L'AMBRÉINE.

Pelletier et Caventou ont retiré de l'ambre gris (1) une matière grasse

---

(1) Substance dont l'origine est encore incertaine, mais qui paraît être produite par quelques espèces de cachalots.

particulière, ayant beaucoup de rapport avec la cholestérine, et à laquelle ils ont donné le nom d'*ambréine*. Elle est d'un blanc éclatant, insipide, presque inodore, sans action sur le tournesol, fusible à 36°, en partie volatile et en partie décomposable à une température supérieure à 100°, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther, même à froid. Les alcalis ne paraissent pas pouvoir la saponifier: l'acide azotique bouillant la transforme en acide *ambréique*. Elle est formée de 83,37 de carbone, de 13,32 d'hydrogène, et de 3,31 d'oxygène. On l'obtient en traitant l'ambre gris à chaud par l'alcool d'une densité de 0,827; elle se dépose à mesure que la liqueur se refroidit. Elle n'a point d'usages.

Acide ambréique. — Cet acide, découvert par M. Caventou et Pelletier, résulte de l'action de l'acide azotique sur l'ambréine. Il est cristallisé en tables jaunâtres, ayant une odeur faible, très-peu solubles dans l'eau, mais fort solubles dans l'alcool et dans l'éther; il fond à 100°, et donne avec les bases des sels jaunes insolubles ou peu solubles. Il est formé de carbone 54,93, d'hydrogène 7,01, d'azote 4,71, d'oxygène 33,75. D'après Brandes, la castorine donnerait, avec l'acide azotique, un acide analogue à l'acide ambréique.

DE LA CASTORINE.

Elle existe dans le castoréum, d'après MM. Bizio et Brande. Elle est en aiguilles quadrilatères transparentes, réunies en faisceaux, d'une odeur de castoréum, d'une saveur âcre, insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'alcool, plus soluble dans l'éther, inaltérable par les dissolutions de potasse et de soude caustique; mise dans l'eau bouillante, elle est entraînée par la vapeur aqueuse; elle se rapproche de l'*éthal* par ses propriétés. On l'obtient en traitant le castoréum par l'alcool bouillant; elle se dépose par le refroidissement de la liqueur.

DEUXIÈME GROUPE.

Des principes composés d'oxygène, d'hydrogène, de carbone et d'azote.

Ces principes sont la protéine, la fibrine, l'albumine, la caséine, la vitelline, la lécithine, la cérébrine, la gélatine, la chondrine, la leu-

cine, la créatine, l'hématosine, la séroline, la matière jaune du sérum du sang, l'hémaphœine, la taurine, la dyslysine, l'allantoïne, l'urée, la mélaïne, la cantharidine, la guanine, la difluane, l'uramile, la murexide, la murexane, la cystine, la xanthine, etc.

DE LA PROTÉINE. $H^{25}C^{36}Az^{4}O^{10}$.

On a admis généralement que les matières dites *albumineuses*, telles que la fibrine, l'albumine, la caséine, etc., qu'elles proviennent *des végétaux* ou des animaux, sont formées d'une substance azotée, la *protéine* combinée au soufre, au phosphore, et à quelques sels, ou bien à deux corps que l'on a désignés sous les noms de *sulfimide*, $H^{2}AzS$, et de *phosphimide*, $H^{2}PhAz$. Quelle que soit celle des deux hypothèses que l'on adopte, toujours est-il que les matières sulfurées et phosphorées n'existent qu'en très-minime proportion dans les composés *albuminoïdes*. Quoique la protéine soit loin de jouer le rôle qu'on lui a assigné, je pense cependant devoir en faire une description spéciale.

On obtient la *protéine* en dissolvant l'une des matières dites *albumineuses* dans la potasse ou dans la soude caustiques, et en saturant la liqueur par de l'acide acétique; il se dégage du gaz acide sulfhydrique, il se produit de l'acide phosphorique, et la protéine se dépose sous forme de flocons grisâtres qu'on lave avec de l'eau jusqu'à ce que celle-ci ne contienne plus d'acétate de potasse ou de soude. Si, au lieu d'acide acétique, on avait fait usage d'un acide minéral, la protéine aurait bien pu se combiner avec lui, car la plupart des acides minéraux ont une tendance marquée à opérer ces sortes de combinaisons.

La protéine pure est solide, blanche, inodore, insipide, décomposable par le feu à la manière des substances azotées (voy. p. 4), attirant rapidement l'humidité de l'air, insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther et les huiles essentielles; toutefois l'eau bouillante la dissout avec le temps, mais après l'avoir altérée.

Elle se combine avec les acides, et donne des composés solubles dans l'eau, précipitables par les alcalis; les précipités se dissolvent dans un excès d'alcali. L'acide sulfurique étendu la décompose à 100°, et fournit entre autres produits, de la *leucine* ou *aposépédine*. L'acide azotique la transforme en acide *xanthoprotéique jaune orangé*. L'acide chlorhydrique la dissout et la colore en violet ou en bleu, comme lorsqu'il agit sur la plupart des composés albuminoïdes (voy. p. 634).

Le chlore agit sur elle comme sur les autres matières *albuminoïdes* en la changeant en chlorite de protéine, $H^{25}C^{36}Az^{4}O^{10},ClO^{3}$, véritable

combinaison de protéine et d'acide chloreux; cette matière, traitée par de la potasse ou de la soude, fournit de l'ammoniaque et se trouve transformée en *tritoxyde de protéine*, $H^{25}C^{36}Az^{4}O^{13},HO$.

Les alcalis bouillants en dégagent de l'ammoniaque et donnent un magma poisseux durcissant beaucoup par la dessiccation; on a utilisé cette propriété pour faire un lut très-dur (voy. p. 637).

La protéine, ainsi que les autres dissolutions albumineuses, est colorée en rouge, surtout à la température de 100°, quand on la met en contact avec le mélange d'azotate et d'azotite de mercure que l'on obtient en dissolvant 675 parties de mercure dans 675 parties d'acide azotique monohydraté mêlé de 500 parties d'eau, et en étendant ensuite la dissolution du double de son volume d'eau.

La protéine est précipitée par le tannin.

Acide xanthoprotéique, $H^{18}C^{30}Az^{3}O^{10},HO$. — Il est pulvérulent, jaune orangé, insipide, insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; il se combine soit avec les acides, soit avec les bases, avec lesquels il forme des composés jaunes. Les xanthoprotéates de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont solubles; les autres sont insolubles.

DE LA FIBRINE.

Chez les animaux, on trouve la fibrine dans le chyle, dans le sang et dans les muscles, qui en sont presque exclusivement formés; d'après MM. Boussingault, Dumas et Liebig, elle existe aussi dans un grand nombre de végétaux, tels que les céréales; le *gluten* et le suc de l'arbre à *vache* en contiennent une proportion notable. Elle est solide, blanche ou grisâtre, insipide, inodore, plus pesante que l'eau, et sans action sur l'*infusum* de tournesol et sur le sirop de violettes; elle est molle et légèrement élastique; lorsqu'on la dessèche, elle acquiert une couleur jaune plus ou moins foncée, devient dure et cassante. Chauffée à 200°, elle fournit beaucoup de carbonate d'ammoniaque et une plus grande quantité de charbon que la gélatine et l'albumine; ce charbon est excessivement léger, très-brillant, et très-difficile à incinérer; la cendre que l'on en obtient, et dont la proportion est de 1 à 3 pour %, renferme une grande quantité de phosphate de chaux, un peu de phosphate de magnésie et de carbonate de chaux, et du carbonate de soude. La fibrine est insoluble dans l'*eau froide :* si on la met en contact avec ce liquide, et qu'on le renouvelle de temps en temps, elle se putréfie et ne se transforme pas en graisse; le corps gras que l'on obtient en mettant la chair musculaire dans l'eau existait tout formé

dans le muscle, et a seulement été mis à nu à mesure que celui-ci a éprouvé la putréfaction (Gay-Lussac). Si l'on fait bouillir la fibrine pendant quelques heures avec de l'eau, elle se décompose et donne une matière soluble et une autre insoluble dans l'eau ; cette dernière serait, d'après Mulder, du *bioxyde*, et l'autre du *tritoxyde de protéine*. Enfin, à une douce chaleur, la fibrine extraite du sang des jeunes animaux est complétement soluble dans l'eau, et présente alors tous les caractères de l'albumine. L'*alcool*, d'une densité de 0,810, mis sur de la fibrine, même à la température ordinaire, ne l'altère pas; il dissout la matière grasse qu'elle renferme, et précipite par l'eau. L'*éther* agit sur elle de la même manière.

L'acide *chlorhydrique* pur et concentré ne bleuit point la fibrine qui a été *parfaitement* lavée à l'eau bouillante, même lorsqu'il est employé en assez grande quantité; il la rend bistre avec une teinte légèrement violacée. Si, au lieu de prendre de l'acide chlorhydrique concentré, on fait digérer de la fibrine dans de l'eau qui n'en contient qu'un millième, elle se transforme en une gelée transparente, qui se dissout complétement et en quelques heures, ce qui tient sans doute à ce que la matière animale, rendue insoluble par les sels calcaires avec lesquels elle est combinée, s'en trouve dépouillée par l'acide que contient l'eau, et qui pourtant n'est pas assez considérable pour précipiter la fibrine en s'unissant avec elle ; si l'on mettait trop d'acide, la dissolution n'aurait pas lieu. Si l'acide chlorhydrique très-faible était mélangé de quelques gouttes de suc gastrique, la dissolution de la fibrine serait hâtée, ce qui peut rendre raison de la rapidité avec laquelle elle est dissoute dans l'estomac (Bouchardat et Sandras).

L'acide *sulfurique concentré* à froid commence par donner, avec la fibrine *du sang*, une liqueur fauve; la matière insoluble, d'un gris verdâtre, est légèrement gonflée, d'une structure fibreuse, et semble n'avoir rien cédé au liquide. Le lendemain, la liqueur est d'un bistre fauve et précipite des flocons blancs par l'eau; cependant la matière, dont on reconnaît encore la texture fibreuse, est gonflée et ne paraît pas avoir été sensiblement dissoute. Le jour suivant, on n'aperçoit plus que les fibres brunes non dissoutes, et le *solutum* est d'un brun presque noir. La fibrine provenant de la *chair musculaire* épuisée par l'eau *froide* n'est guère dissoute qu'à moitié au bout de 72 heures par l'acide sulfurique concentré : le liquide, d'un brun rouge, précipite en blanc par l'eau; la portion non dissoute est d'un brun rouge, demi-transparente, comme *gélatineuse*, et sans aspect fibreux. La même fibrine, épuisée par l'*eau* bouillante, se comporte à peu

près comme la précédente, lorsqu'on la traite par l'acide sulfurique concentré; toutefois, au bout de 72 heures, si on ajoute de l'eau froide, la matière perd sa forme gélatineuse, *et les fibres reparaissent très-visiblement.*

Si on fait bouillir pendant plusieurs heures la fibrine que l'on a traitée par l'acide *sulfurique concentré*, et que l'on ajoute de l'eau, il se produit de la *leucine* (voy. p. 650), une matière extractiforme rougeâtre, d'un goût légèrement amer de viande fortement rissolée, soluble dans l'alcool, et une autre matière extractiforme animalisée, d'un brun jaunâtre, insoluble dans l'alcool (Braconnot). Chauffée avec de l'acide sulfurique, de l'eau et du bioxyde de manganèse, elle donne les mêmes produits que le gluten (voy. p. 539), et en outre de l'aldéhyde butyrique et de l'acide caproïque.

L'acide *azotique* un peu affaibli, celui dont la densité est de 1,25, colore de suite la fibrine en jaune; il se produit une assez grande quantité de gaz azote, de la graisse, et la liqueur acquiert une couleur jaune. Au bout de vingt-quatre heures de contact, la fibrine se trouve transformée en une masse pulvérulente, d'un jaune-citron pâle, qui paraît devoir être regardée, d'après Berzelius, comme un composé de fibrine altérée, de graisse, d'acide malique, et d'acide azotique ou azoteux. Lavée à grande eau, cette masse devient orangée, perd une portion d'acide, et constitue l'*acide jaune* ou *xanthoprotéique*, découvert par Fourcroy et Vauquelin, en traitant la chair musculaire par l'acide azotique. Ainsi lavée, si on la fait bouillir avec de l'alcool, on ne dissout que de la graisse; le résidu, traité par du carbonate de chaux, donne du malate, de l'azotate et de l'azotite de chaux solubles.

L'acide *acétique* concentré transforme la fibrine en une masse gélatineuse, qui se dissout dans l'eau chaude, avec dégagement de gaz azote. Ce *solutum* incolore est précipité par les acides sulfurique, azotique et chlorhydrique, qui se combinent avec la matière animale et donnent des produits acides, insolubles dans l'eau ; la potasse, la soude, l'ammoniaque et le cyanure jaune de potassium et de fer, le précipitent également; mais le dépôt se redissout dans un excès d'alcali : évaporé, il fournit un résidu transparent, rougissant l'*infusum* de tournesol, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide acétique.

La *potasse* et la *soude caustiques* dissolvent assez rapidement la fibrine du *sang* à froid ; à la vérité, même au bout de trois jours, il reste environ un dixième de matière floconneuse non dissoute. La fibrine de la chair musculaire épuisée, par l'*eau froide,* semble ne pas se dissoudre dans ces alcalis ; car, au bout de soixante-douze heures, elle est en

apparence aussi abondante qu'avant l'opération, et d'une couleur fauve; toutefois la liqueur précipite abondamment par les acides, ce qui prouve qu'il y a eu de la matière dissoute. La même fibrine, épuisée par l'*eau bouillante,* se comporte à peu près de même avec les alcalis, si ce n'est que la matière est encore plus gonflée et plus altérée. L'*ammoniaque* caustique agit à peine sur la fibrine de la chair musculaire épuisée par l'eau *froide* ou *bouillante,* car au bout de soixante-douze heures la liqueur louchit à peine lorsqu'on y verse de l'acide azotique. D'après les expériences de Mulder, lorsqu'on met de la fibrine dans une lessive de potasse moyennement concentrée, et qu'on soumet le tout pendant quelque temps à l'action d'une température élevée, elle se change en *protéine,* que l'acide acétique précipite sous forme de flocons diaphanes et gélatineux.

Si on élève fortement la température des mélanges de fibrine et de potasse ou de soude, il y a décomposition et formation des produits indiqués à la page 635.

Le *bioxyde d'hydrogène* est instantanément décomposé par la fibrine, sans qu'il y ait fixation d'oxygène sur cette dernière, ce qui la distingue très-bien de l'albumine coagulée.

Les sels neutres alcalins, tels que le chlorure de baryum, l'azotate de potasse, le sulfate de potasse, le sulfate de soude, les chlorures de potassium et de sodium, etc., en dissolution concentrée, mis en digestion avec de la fibrine fraîche coupée en menus morceaux, la dissolvent en général au bout de quarante-huit ou cinquante heures; le liquide, qui peut alors être filtré au papier, quoique coagulable par la chaleur, ne possède pas comme on l'a dit tous les caractères de l'albumine, puisqu'il précipite par l'acide acétique.

Lorsqu'on met de la fibrine dans une dissolution aqueuse de bichlorure de mercure (sublimé corrosif), ce sel est décomposé; on remarque qu'il se forme sur-le-champ un précipité blanc de protochlorure de mercure (calomélas), qui se combine en partie et intimement avec la matière animale; la liqueur rougit le sirop de violettes, au lieu de le verdir, et contient de l'acide chlorhydrique libre; l'hydrogène d'une portion de fibrine s'empare probablement d'un équivalent de chlore du bichlorure, qui se trouve ramené à l'état de protochlorure, tandis que le chlore et l'hydrogène donnent naissance à de l'acide chlorhydrique qui reste dans la liqueur.

L'azotate de mercure, dont j'ai parlé à la page 627 (voy. *Protéine*), *rougit* en quelques minutes la fibrine *sèche;* au bout de trois ou quatre heures, celle-ci est d'un brun tellement foncé qu'elle paraît noire.

Fibrine végétale. — On donne ce nom à la matière qui reste lorsque le gluten (voy. p. 538) a été épuisé par l'eau, par l'alcool froid et bouillant, et par l'éther; en effet, cette matière offre la même composition que la fibrine du sang, elle présente les mêmes propriétés physiques, elle se comporte avec l'acide sulfurique et avec une dissolution faible de potasse comme la fibrine du sang.

Composition. D'après les analyses de M. Dumas, la fibrine contient en moyenne :

FIBRINES.	DE MOUTON.	DE BOEUF.	D'HOMME.	DE CHIEN nourri de viande pendant 2 mois $1/2$	DE LA FARINE.
Carbone.	52,8	52,7	52,78	52,77	53,23
Hydrogène. . . .	7,0	7,0	6,96	6,95	7,01
Azote.	16,5	16,6	16,78	16,51	16,41
Oxygène.	23,7	23,7	23,48	23,77	23,35
	100,0	100,0	100,00	100,00	100,00

D'où il suit que sa composition est la même, quelle que soit la source; cependant il faut remarquer que celle des carnivores contient un peu moins d'hydrogène que les autres (1).

Les analyses publiées depuis par M. Liebig, et exécutées par MM. Schœrer et Mulder, donnent des résultats un peu différents :

	Schœrer. 1	Schœrer. 2	Mulder.
Carbone.	53,671	54,454	54,56
Hydrogène.	6,878	7,069	6,90
Oxygène. . . . . / Soufre. . . . . . / Phosphore. . . .	23,688	22,715	22,82
Azote.	15,763	15,762	15,72
	100,000	100,000	100,00

Préparation. Si on bat le sang avec un petit balai, immédiatement après sa sortie de la veine, la fibrine vient s'attacher au bois; on la

(1) Voir les *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, novembre 1842.

soumet à des lavages réitérés pour la décolorer, puis on la dessèche, et on la traite successivement par l'alcool et l'éther, qui enlèvent les matières grasses, et enfin par un acide faible et par l'eau.

Pour obtenir la fibrine végétale, on commence par former une pâte ferme avec de la farine ordinaire ; on la lave doucement sous un filet d'eau, en ayant soin de la pétrir en même temps avec les doigts; il reste dans la main de l'opérateur une masse plastique grise, formée du gluten des anciens chimistes; cette masse, bouillie à plusieurs reprises avec de l'alcool concentré d'abord, puis avec de l'alcool faible, laisse pour résidu une substance fibreuse, grise, qui constitue la fibrine végétale.

DE L'ALBUMINE.

Il existe deux variétés d'albumine : celle qui provient des animaux, et celle que produisent les végétaux. La première est toujours unie à une certaine quantité de soude, tandis que la seconde n'est pas ordinairement accompagnée d'alcali libre; toutefois Mulder, et depuis M. Dumas, ont prouvé que la composition de ces albumines était la même. On peut encore considérer l'albumine sous deux états différents, suivant qu'elle est liquide ou solide (coagulée).

L'albumine existe en très-grande quantité dans le chyle, dans le sérum du sang, dans la synovie, dans les liqueurs exhalées par les membranes séreuses, surtout dans les diverses hydropisies, dans la bile des animaux, dans la chair musculaire, dans le blanc d'œuf, etc. On peut l'extraire aussi d'un très-grand nombre de plantes, de la farine, des pommes de terre, etc.

Albumine liquide (blanc d'œuf délayé dans l'eau distillée et filtré). — Elle est incolore, transparente, inodore, plus pesante que l'eau, et douée d'une saveur particulière; elle est susceptible de mousser par l'agitation, surtout lorsqu'on l'a mêlée avec de l'eau; elle verdit le sirop de violettes, propriété qu'elle doit à une certaine quantité de carbonate de soude qu'elle renferme. Elle dévie vers la gauche le plan de polarisation des rayons lumineux.

Lorsqu'on la soumet à la température de 60°, si elle n'a pas été affaiblie par une trop quantité d'eau, elle se coagule, et donne l'albumine solide, dure, opaque et blanche; l'albumine du sérum de l'homme ne se coagule qu'à 70° : ce phénomène n'a pas lieu, même à la température d'ébullition, si l'albumine est étendue de beaucoup d'eau; cependant, si on continue à faire bouillir, la liqueur se concentre et se coa-

gule lorsqu'elle est parvenue au degré de concentration convenable. Bostock a prouvé qu'on pouvait découvrir par ce moyen $1/_{900}$ d'albumine dissoute dans l'eau. On a beaucoup disserté sur la cause de cette coagulation; Fourcroy l'a expliquée en supposant que l'albumine s'emparait de l'oxygène de l'air et se transformait en une substance nouvelle; mais cette explication tombe d'elle-même, dès qu'il est établi que le phénomène a lieu aussi bien dans des vaisseaux fermés qu'à l'air libre. Thomson, ayant égard à la composition de l'albumine liquide, a pensé que sa liquidité était due à la soude qui la tenait en dissolution, et que, lorsqu'on la faisait chauffer, l'alcali s'unissait intimement avec l'eau, et abandonnait l'albumine, qui se déposait à l'état solide. Chevreul a démontré que cette coagulation est due à une véritable modification isomérique, et qu'elle se produit sans perte d'eau. Si on chauffe l'albumine à 150°, dans un tube fermé des deux bouts, elle se coagule, puis se redissout sous l'influence de la température et de la pression.

Lorsqu'on dessèche l'albumine en l'exposant au soleil ou en la soumettant à une température de 40° à 50°, elle ne se coagule pas, et l'on obtient une masse *jaunâtre, parfaitement soluble dans l'eau froide, qui a l'aspect de la gomme.*

Soumise à l'action de la *pile voltaïque,* l'albumine liquide se coagule sur-le-champ (Brande). Les expériences faites par E. Home prouvent qu'il ne faut, pour produire le phénomène, qu'un appareil voltaïque d'un très-petit pouvoir, celui, par exemple, qui n'est pas assez fort pour affecter les électromètres les plus délicats; le *coagulum* formé se trouve tout autour du pôle positif. Brande pense que ce moyen peut être employé avec succès pour découvrir les petites quantités d'albumine qui font partie de certains fluides animaux; toutefois la propriété de se coaguler par l'électricité n'appartient pas à l'albumine *pure,* mais bien au sel commun, qui fait partie du blanc d'œuf, comme l'a démontré M. Lassaigne : que l'on sépare de la dissolution du blanc d'œuf la majeure partie du sel, au moyen de l'alcool, la pile n'agira plus sur elle, tandis que l'action commencera aussitôt qu'on aura ajouté quelques gouttes de chlorure de sodium : dans ce cas, le sodium du sel et l'oxygène de l'eau sont attirés par le pôle négatif, tandis que le chlore du sel et l'hydrogène de l'eau se portent au pôle positif, et l'acide chlorhydrique produit se combine avec l'albumine, avec laquelle il forme un corps insoluble, que l'on avait pris à tort pour de l'albumine *simple* coagulée.

L'*iode* trituré avec l'albumine la coagule; le *coagulum* est brun, se dissout dans les alcalis, et devient blanc lorsqu'on le lave avec de l'eau

bouillante. Le *chlore* ne tarde pas à coaguler l'albumine liquide, et à en séparer des flocons blancs, formés, d'après Mulder, de protéine et d'acide chloreux, $H^{25}C^{36}Az^4O^{10},ClO^3$. Le brome la précipite aussi. Les *acides* un peu forts, excepté les acides phosphorique *trihydraté* et acétique, se combinent avec elle et la coagulent sur-le-champ ou au bout de quelques heures; le *coagulum* est formé, d'après M. Thénard, d'albumine et d'acide. L'acide *métaphosphorique* la précipite en blanc, et le précipité peut être dissous par l'acide phosphorique trihydraté. L'acide *sulfurique* concentré la colore en violet presque instantanément, et la couleur persiste longtemps sans qu'il y ait apparence de carbonisation. L'acide azotique la jaunit et la coagule avec une telle intensité, qu'on peut s'en servir pour reconnaître des traces de cette substance dans les liqueurs animales; un excès d'acide redissout le précipité. L'acide *chlorhydrique,* s'il est très-étendu, dissout l'albumine; s'il est concentré, il la coagule, et le *coagulum* se dissout dans un excès d'acide; peu de temps après, la liqueur devient *bleue,* comme celle du sulfate de cuivre ammoniacal. Si, au lieu d'agir avec l'albumine dissoute, on traite par l'acide chlorhydrique concentré et pur, *avec le contact de l'air,* le blanc d'œuf desséché au soleil ou coagulé, la dissolution acquiert, au bout de quelques heures, une belle couleur *violette* ou d'un *rouge violacé*. Dix ou douze jours après, cette couleur est remplacée par une couleur bleue, semblable à celle du sulfate de cuivre ammoniacal; si, dans cet état, on chauffe la dissolution dans un petit tube de verre, trois ou quatre minutes suffisent pour lui faire reprendre la couleur violette, et, si on la fait bouillir, on ne tarde pas à la décomposer; alors elle ressemble à du *café à l'eau foncé.* Avec l'acide *acétique,* l'albumine, si elle n'est pas étendue d'eau, prend un aspect gélatineux, comme l'acide silicique récemment précipité, surtout si l'on agite le mélange pendant quelques instants.

Lorsqu'on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique ou acétique à une dissolution d'albumine, elle devient opaque, et se remplit bientôt de corpuscules arrondis qui engendrent le mycoderme désigné sous le nom de *penicillum glaucum* (Dutrochet, Andral et Gavarret).

Si l'on abandonne à elle-même une dissolution albumineuse, elle se décompose, et se transforme en un ferment qui peut produire la fermentation alcoolique du sucre (Thénard).

Aucun des six alcalis minéraux dissous dans l'eau ne coagule l'albumine; ils la rendent au contraire plus fluide, s'ils sont en dissolution étendue; mais, si l'on prend une dissolution de potasse ou de soude très-concentrée, marquant 45 degrés, l'albumine est immédiatement

ansformée en une masse demi-solide, gélatineuse, très-transparente. heele fit une expérience curieuse que je crois devoir rapporter : il mbina de l'albumine étendue d'eau avec une dissolution de potasse ustique, privée par conséquent d'acide carbonique; le composé, partement transparent, fut *coagulé* aussitôt que la potasse fut saturée par l'acide chlorhydrique; le calorique, dégagé pendant la combinaison l'acide avec la potasse, occasionna, suivant Scheele, la prompte formation du *coagulum*. Il répéta l'expérience en substituant à l'alcali ustique du carbonate de potasse, et il n'y eut point de *coagulation :* ns ce dernier cas, le calorique, mis à nu par l'action de l'acide sur sel, fut employé à transformer en gaz l'acide carbonique qui se dégea pendant la décomposition du carbonate.

Si l'on fait bouillir l'albumine avec une dissolution concentrée de tasse, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'ammoniaque, on obtient carbonate et du formiate de potasse, de la leucine, de la *protide,* $C^{13}Az^2O^4$, et de l'*érytroprotide,* $H^8C^{13}AzO^5$.

L'*alcool* coagule l'albumine sur-le-champ; suivant MM. Prévost et mas, il agit en s'emparant de la soude, qui tenait l'albumine en dislution. L'*acide tannique* la précipite; le dépôt, d'une couleur jaune, s-abondant, a la consistance de la poix; il est insoluble dans l'eau, ressemble à du cuir trop tanné, lorsqu'il a été desséché (Séguin).

Les *dissolutions salines* exercent sur ce fluide une action remarqua-; presque toutes celles qui appartiennent aux cinq dernières classes t décomposées et précipitées par lui; la nature des précipités obtenus st pas assez connue pour pouvoir être indiquée d'une manière géné-e; il est cependant probable que, dans un assez grand nombre de , ces précipités sont formés d'albumine, d'oxyde métallique, et d'une taine quantité d'acide.

Les sels de *cuivre,* dissous dans l'eau, donnent, avec l'albumine, un écipité abondant, d'un blanc verdâtre, qui est beaucoup moins délé-e que le sel de cuivre : aussi ai-je proposé l'albumine comme le meilr contre-poison des sels cuivreux, quoique le précipité soit légèrent soluble dans un excès d'albumine. Les sels de cuivre, traités ainsi une grande quantité d'albumine, n'ont plus de saveur.

L'acétate et le sous-acétate de plomb, les sels de bismuth, d'étain et gent, sont précipités en blanc, et l'on observe les mêmes phénonnes qu'avec les sels de cuivre, si ce n'est que l'azotate d'argent conve une forte saveur styptique.

i l'on verse une très-grande quantité de bichlorure de mercure (suné corrosif dissous), ou de tout autre sel mercuriel, dans l'albumine,

il se forme un précipité blanc floconneux, qui se ramasse sur-le-champ; ce précipité, *composé d'albumine et de sublimé,* lorsqu'il a été parfaitement lavé, se dissout lentement, et en petite quantité, dans un excès d'albumine; desséché sur un filtre, il est ordinairement sous forme de petits morceaux durs, cassants, faciles à pulvériser, demi-transparents, principalement sur leurs bords, d'une couleur jaunâtre, sans saveur, sans odeur, inaltérables à l'air, et insolubles dans l'eau: chauffé dans un petit tube de verre, il se boursoufle, noircit, et se décompose à la manière des matières animales, en dégageant une odeur de corne brûlée et beaucoup de fumée: si l'on casse le tube après l'opération, on trouve le fond rempli d'un charbon extrêmement léger, et les parois internes tapissées, vers le milieu de leur hauteur, de globules mercuriels.

Si, au lieu de verser beaucoup de sublimé corrosif dans l'albumine, on n'en met qu'une très-petite quantité, la liqueur se trouble, devient très-laiteuse, et ne précipite qu'au bout de quelques heures; si l'on filtre, on obtient le précipité blanc dont je viens de parler, et il passe un liquide parfaitement limpide, qui n'est autre chose que de l'albumine retenant en dissolution une portion du précipité.

Lorsqu'on emploie moins d'albumine que dans les cas précédents, les mêmes phénomènes ont lieu, avec cette légère différence, que le liquide filtré est composé d'une portion du précipité dissous dans l'albumine, et d'une certaine quantité de sublimé corrosif; en effet, il rougit la teinture de tournesol et verdit le sirop de violettes; il précipite en noir par les sulfures; il agit sur une lame de cuivre absolument comme le sublimé corrosif; il précipite en blanc par une nouvelle quantité d'albumine, et alors il ne contient plus de sublimé. Ajoutons à ces expériences, qui prouvent l'existence du sublimé corrosif dans ce liquide, celles qui y démontrent la présence de l'albumine; l'acide azotique le précipite en blanc; la dissolution du sublimé corrosif en sépare sur-le-champ des flocons blancs; enfin le calorique le coagule ou le rend seulement opalin, suivant que la quantité d'albumine est plus ou moins considérable. Il faut conclure de ce qui précède que l'albumine, ainsi combinée avec ce précipité, peut former un corps soluble avec le sublimé corrosif.

Ces expériences m'ont conduit à examiner si le *précipité* obtenu par ce moyen exerçait une action quelconque sur l'économie animale, et j'ai conclu, après une nombreuse suite d'essais faits sur les animaux vivants, qu'il n'agissait point; en conséquence, j'ai proposé l'albumine comme le meilleur antidote du sublimé corrosif et des sels mercuriels

j'ai eu la satisfaction depuis de pouvoir en faire une application heu-use dans un cas d'empoisonnement par la liqueur mercurielle de Van vieten (voy. ma *Toxicologie générale,* t. 1[er], 4[e] édit.).

Le blanc d'œuf devient *rosé* en quelques minutes s'il est mis en con-ct avec l'azotate de mercure, préparé comme il a été dit en parlant la protéine (voy. p. 627); un quart d'heure après, il est *rouge,* et la uleur persiste : s'il avait été préalablement desséché au soleil, il se-it devenu d'abord et promptement d'un rouge intense, qui aurait ssé au *grenat* très-foncé en quelques heures.

Les divers composés insolubles d'albumine et de sels métalliques, mis contact avec des dissolutions de potasse ou de soude caustiques, sont composés; l'oxyde métallique se redissout dans l'albumine, à la faveur un excès d'alcali, et forme avec eux des combinaisons particulières assaigne).

On emploie l'albumine pour clarifier une multitude de sucs troubles; te opération se fait à chaud ou à froid; dans le premier cas, l'albu-ne se coagule, tandis qu'elle précipite l'acide tannique contenu dans matières que l'on veut clarifier, si l'on agit à froid; mais à chaud, lbumine, en se coagulant, entraîne avec elle les molécules ténues i altéraient la transparence des liquides. On prépare avec l'albumine la chaux vive un lut très-siccatif. Délayée dans beaucoup d'eau, on administrée avec succès à l'intérieur, dans certains cas de fièvre ne. Mêlée avec l'huile, elle sert à calmer les douleurs dans les par-s qui ont été brûlées. Le blanc d'œuf a encore été employé pour en-ire des petites bandelettes de linge dont on entoure les membres des fants nouveau-nés, dans les cas de fracture; l'*étoupade* dont Moscati sait usage dans les fractures du col de l'humérus n'est autre chose e les diverses pièces de l'appareil trempées dans de l'albumine. ie à d'autres principes immédiats, l'albumine doit être regardée mme un aliment très-nutritif, ce qui fait que l'on ne doit s'en servir médecine, à titre d'adoucissant, qu'après l'avoir étendue de beau-up d'eau, surtout lorsque le malade est à une diète sévère.

Elle doit être administrée, *dans tous les cas* d'empoisonnement, dès début et alors que l'on ne sait pas encore quelle est la nature du son ingéré; en effet, on se la procure facilement, elle n'exerce au-ne action nuisible sur l'économie animale, elle décompose un grand nbre de poisons qu'elle rend beaucoup moins actifs, et elle pro-que des vomissements abondants, surtout si elle est donnée dans l'eau le; on conçoit toute son utilité, même quand elle n'agit pas chimi-ement sur la substance vénéneuse, *puisqu'elle favorise son expulsion*

en faisant vomir. De tous les médicaments que l'on a sous la main, celui-ci est sans contredit le plus efficace, en attendant que l'on ait pu déterminer quel est le poison qui détermine les accidents, et quel est l'antidote avec lequel on doit chercher à le rendre inerte. On doit faire prendre au malade, en peu de temps, plusieurs verres de blanc d'œuf délayé dans de l'eau tiède.

Albumine solide. — Elle offre à peu près les mêmes propriétés physiques que la fibrine, et fournit les mêmes produits à la distillation, excepté qu'elle donne un peu moins de charbon. L'alcool, l'éther, et l'acide azotique, agissent sur elle comme sur la fibrine. L'eau bouillante, au bout de cinquante à soixante heures, la change en *tritoxyde de protéine*. L'acide chlorhydrique la colore, et agit sur elle comme sur l'albumine liquide (voy. p. 634) (1).

L'acide *sulfurique concentré* et *froid* la dissout; celle qui provient du sang fournit d'abord un liquide fauve rougeâtre et une matière gélatineuse d'un gris verdâtre, qui finit par se dissoudre au bout de quelques heures : alors le *solutum* est verdâtre vu par réflexion et fauve rougeâtre vu par réfraction; l'eau en précipite des flocons blancs grisâtres abondants. L'albumine d'*œuf,* coagulée par le feu est *presque* entièrement dissoute par cet acide au bout de plusieurs heures, mais la liqueur ne tarde pas à devenir *violette,* et la portion gélatineuse non dissoute ressemble à de la gelée de groseilles; l'eau en précipite des flocons blancs abondants. Le *blanc d'œuf* non coagulé, celui qu'on obtient immédiatement en vidant un œuf, se comporte de même, si ce n'est qu'il se dissout avec beaucoup plus de rapidité. Le *coagulum* du lavage de la chair musculaire est presque entièrement dissous par l'acide sulfurique concentré au bout de vingt-quatre heures; la partie indissoute est rouge. Il en est à peu près de même de l'*écume du pot.* L'acide sulfurique, l'eau et le bioxyde de manganèse, se comportent avec elle comme avec la fibrine (voy. p. 629).

La *potasse* et la *soude* caustiques opèrent la dissolution de cette matière à *froid.* L'albumine coagulée de l'œuf exige un peu plus de temps pour se dissoudre que celle du sang; l'*écume du pot* n'est pas entière

---

(1) L'albumine du sérum du sang, de la liqueur des hydropiques, et, suivant M. Bonastre, celle qui fait partie du cristallin et de quelques graines des légumineuses, bleuit également par l'acide chlorhydrique : je n'ai pas vu bleuir celle de la viande (écume du pot) qui avait été parfaitement lavée à l'eau bouillante; elle prit au contraire une couleur de café à l'eau clair.

ment dissoute, et laisse un peu de matière grasse ; le *coagulum* du lavage de la chair musculaire se comporte à peu près comme l'écume. Les diverses dissolutions alcalines précipitent abondamment par l'acide chlorhydrique, mais le précipité se redissout dans un excès d'acide. L'*ammoniaque* caustique à froid dissout à peine des traces des variétés d'albumine coagulée dont je parle, car au bout de soixante-douze heures d'action, les liqueurs louchissent à peine par les acides.

Elle ne décompose pas le bioxyde d'hydrogène.

Composition. Selon M. Dumas, elle contient :

ALBUMINE.	DU SÉRUM DE BOEUF.	DU SÉRUM D'HOMME.	DE BLANC D'OEUF.	DE LA FARINE.
Carbone.	53,40	53,32	53,37	53,74
Hydrogène.	7,20	7,29	7,10	7,11
Azote.	15,70	15,70	15,77	15,66
Oxygène. . . . . . . Soufre. . . . . Phosphore.	23,70	23,69	23,76	23,50
	100,00	100,00	100,00	100,00

Mais, d'après M. Liebig et d'après les analyses de MM. Schœrer et Jones, l'albumine contiendrait, savoir :

	Schœrer.		Jones.
POUR L'ALBUMINE	DE BOEUF.	DE SÉRUM.	DU BLÉ.
Carbone.	55,000	55,461	55,01
Hydrogène.	7,073	7,201	7,23
Azote.	15,920	15,673	15,92
Oxygène. . . . . Soufre. . . . . . . Phosphore.	22,007	21,665	21,84
	100,000	100,000	100,00

Préparation. — Albumine liquide animale. Elle constitue le blanc d'œuf : on dessèche celui-ci à 50° environ ; on traite le produit sec par l'alcool et par l'éther, pour lui enlever les matières grasses qu'il renferme, mais l'albumine retient encore quelques sels et du carbonate de soude dont il est impossible de la priver. — *Albumine solide animale.* On verse de l'alcool dans le blanc d'œuf dissous dans l'eau et filtré : l'albumine

se précipite sur-le-champ; on la lave. On peut l'obtenir plus pure en la précipitant du blanc d'œuf par l'acide chlorhydrique; on dissout ce précipité dans une grande quantité d'eau, et on précipite l'albumine par du carbonate d'ammoniaque : on la lave avec de l'eau, on la sèche et on la traite par l'alcool.

Albumine végétale. On fait digérer pendant plusieurs heures de la farine avec dix fois son poids d'eau froide, on décante l'eau, et on la laisse en contact avec une nouvelle quantité de farine; après avoir recommencé cette opération trois ou quatre fois, il suffit de filtrer la liqueur et de la faire évaporer à une douce chaleur pour obtenir une petite quantité d'albumine. On extrait l'albumine des pommes de terre en traitant, par de l'eau contenant 2 pour cent d'acide sulfurique, des tranches minces de pommes de terre; au bout de vingt-quatre heures, on décante la liqueur et on la met en contact avec de nouvelles tranches; on recommence l'opération avec d'autres tranches de pommes de terre, puis on sature par un peu de potasse, en laissant toutefois un très-léger excès d'acide, la liqueur jaunâtre qui provient de ces digestions successives, et on la fait bouillir; l'albumine est précipitée à l'état insoluble.

DE LA CASÉINE.

On a cru pendant longtemps que le lait pouvait exclusivement fournir la substance connue sous le nom de caséum; mais depuis, plusieurs chimistes ont signalé l'existence de ce corps non-seulement dans plusieurs liquides de l'économie animale, comme le sang, les humeurs de l'œil, l'urine des femmes enceintes, etc., mais encore dans des substances végétales, telles que la farine des céréales, etc. L'identité de composition de cette substance avec l'albumine a porté les chimistes à changer la dénomination de caséum en celle de caséine.

La caséine du lait, récemment extraite, est molle, blanche, d'une saveur douce, faible, que tout le monde a pu apprécier dans le produit de la coagulation du lait (fromage blanc), rougissant le tournesol, facilement putrescible, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, soluble au contraire dans une dissolution de potasse, de soude ou d'ammoniaque, à la température ordinaire ou à l'aide d'une douce chaleur. Elle se dissout bien aussi dans la plupart des acides végétaux et minéraux. Abandonnée à elle-même après l'avoir délayée dans l'eau, à une température de 25° à 30°, elle se transforme en de nouveaux produits signalés par Proust d'abord, et à l'un desquels M. Braconnot a donné

le nom d'*aposépédine* (*produit par la putréfaction*), qui n'est que de la *leucine* (voy. p. 650).

Desséchée elle est solide, d'un jaune de succin, inodore, insipide, et plus pesante que l'eau. Soumise à la distillation, elle fournit une eau rouge, fétide, une huile épaisse brune, du carbonate d'ammoniaque, et un charbon volumineux, dur, brillant, qui donne, par l'incinération, beaucoup de phosphate de chaux.

Mais si, au lieu de prendre la caséine provenant de la coagulation spontanée du lait, on la prépare en versant un peu d'acide sulfurique étendu d'eau dans du lait écrémé, on obtient un caillot blanc, formé par l'union de la caséine et de l'acide; si on lave bien ce caillot sur un filtre, après l'avoir délayé dans de l'eau distillée, et qu'on le fasse digérer avec du carbonate de baryte, l'acide sulfurique se combine avec la baryte, et la caséine, devenue libre, se dissout dans l'eau; on sépare le sulfate de baryte par la filtration, et la liqueur mucilagineuse évaporée laisse déposer la caséine sous forme de pellicules blanches, qui deviennent dures et transparentes après avoir été desséchées. Dans cet état, la caséine est facilement soluble dans l'eau; si l'on chauffe peu à peu cette dissolution, elle se couvre d'une croûte blanchâtre, qui paraît n'être que de la caséine coagulée: tous les acides, excepté l'acide phosphorique, la coagulent en y faisant naître un caillot blanc. L'acide acétique, en particulier, la précipite avec une grande facilité; mais si l'on en ajoute un excès, le précipité se redissout. L'alcool affaibli la dissout également bien par l'action de la chaleur, mais il la laisse déposer par le refroidissement. Le tannin, le cyanure jaune de potassium et de fer, plusieurs sels métalliques, tels que l'acétate de plomb, les sels de mercure, font naître des précipités volumineux dans la dissolution aqueuse de caséine.

L'acide sulfurique concentré dissout la caséine (fromage blanc), et la liqueur est d'un *beau violet* et comme gélatineuse; quelques jours après, la couleur commence à virer au noir. L'acide sulfurique, l'eau et le bioxyde de manganèse, se comportent avec elle comme avec la fibrine (voy. p. 629). L'acide chlorhydrique concentré ne la dissout pas facilement à froid, mais la colore en *violet* au bout de quelques heures; quelques jours après, le mélange devient grisâtre. Si l'on fait bouillir le fromage blanc avec cet acide, le liquide prend de suite une couleur *violette* qui se fonce de plus en plus; quatre ou cinq jours après, il est devenu couleur de café à l'eau sans la moindre nuance violette. L'azotate de mercure, préparé comme il a été dit en parlant de la protéine (voy. p. 627), colore presqu'instantanément en *rouge* la caséine fraîche

(fromage mou); cette coloration est aussi prompte et plus intense si le fromage a été préalablement desséché.

En traitant la caséine par la potasse, M. Liebig a obtenu la *thyrosine;* il se forme aussi des produits semblables à ceux que donne l'albumine quand on la fait bouillir avec cet alcali (voy. p. 635).

La caséine s'unit facilement aux oxydes métalliques et aux sels neutres, avec lesquels elle paraît produire des composés définis.

Composition. La caséine, analysée par M. Dumas, a donné :

CASÉINE.	DU LAIT de vache.	DU LAIT de chèvre.	DU LAIT d'ânesse.	DU LAIT de femme.	DU SANG.	DE LA FARINE.
Carbone. . . .	53,50	53,60	53,66	53,47	53,75	53'46
Hydrogène. . .	7,05	7,11	7,14	7,13	7,09	7,13
Azote.	15,77	15,78	16,00	15,83	15,87	16,04
Oxygène. . . . } Soufre, etc. . . }	23,68	23,51	23,20	23,57	23,29	23,37
	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00

Extraction. Pour extraire la caséine du lait, il suffit d'abandonner celui-ci à la coagulation spontanée, ou de la provoquer par l'addition de quelques gouttes d'acide ou d'un peu de présure. On lave ensuite à grande eau le coagulum jeté sur un filtre, et l'on dessèche; mais si l'on veut l'obtenir pure, il faut employer l'acide sulfurique, ainsi que je l'ai dit à la page 641.

On obtient la caséine de la farine en traitant par l'alcool faible et bouillant le gluten obtenu par l'action de l'eau, comme pour l'extraction de la fibrine (voy. p. 632). En filtrant la liqueur, et en la laissant refroidir, il se dépose une masse grisâtre, qui est la matière pure.

Tyrosine, $H^{11}C^{18}AzO^{6}$. — En fondant la caséine avec la potasse, en dissolvant la masse fondue dans l'eau, et en saturant par l'acide acétique il se précipite de la tyrosine, matière cristalline neutre, très-peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool et dans l'éther. Lorsqu'on arrose la tyrosine avec de l'acide azotique ordinaire, elle se colore en jaune, et l'on obtient de l'acide oxalique et une substance jaune cristalline, qui est de l'*azotate* de *nitrotyrosine* en paillettes brunes, peu solubles dans l'eau froide, solubles dans l'alcool, dans la potasse et l'ammoniaque; ces deux dissolutions alcalines offrent une couleur rouge intense; l'acide sulfurique déplace l'acide azotique de cet azotate et donne du

sulfate de nitrotyrosine. La nitrotyrosine se combine, comme le glycocolle et la leucine, avec les acides, les bases, et probablement aussi avec les sels (voy. *Journal de pharmacie,* mai 1850, mémoire de Ad. Strecker).

DE LA VITELLINE.

La vitelline constitue la matière albumineuse du jaune d'œuf et des œufs de carpe; pendant longtemps elle a été confondue avec l'albumine, dont elle diffère essentiellement par sa composition : elle est en effet formée de

Carbone.	51,60
Hydrogène.	7,22
Azote.	15,02
Oxygène. . . . Soufre. . . . . Phosphore. . .	26,16

Quant à ses propriétés, on voit que si la vitelline offre la plupart des caractères de l'albumine, il existe cependant entre ces deux substances des différences qu'il importe de signaler : ainsi l'albumine ramène au bleu le papier rouge de tournesol ; elle est coagulée à 60°; les acides sulfurique et chlorhydrique étendus la précipitent promptement, et elle est également précipitée par les dissolutions salines de plomb et de cuivre, tandis que la dissolution de vitelline ne change pas la couleur rouge du papier rouge du tournesol; au contraire le papier bleu semble prendre une teinte légèrement rosée; elle commence à se troubler à 64°, et elle dépose de gros flocons à 76°; les acides sulfurique et chlorhydrique étendus y déterminent des flocons qui surnagent les liquides, et enfin les dissolutions salines de plomb et de cuivre ne la précipitent pas. Ces différences tiennent-elles à ce que l'albumine contient de la soude libre, et à ce que la vitelline est accompagnée d'une quantité sensible de matière grasse? C'est ce qu'il n'est pas facile de décider. On obtient la vitelline blanche et exempte de matière grasse en traitant par l'alcool bouillant le jaune d'œuf privé de l'albumine et séché à l'air; les traitements alcooliques doivent être continués jusqu'à ce que la vitelline soit entièrement décolorée (Gobley, *Recherches chimiques sur le jaune d'œuf;* 1846).

Paravitelline. — M. Gobley a retiré cette substance des œufs de carpe; à cela près qu'elle offre une teinte rougeâtre, elle possède les propriétés

de la vitelline ; comme elle et comme l'albumine, elle est *bleuie* et dissoute par l'acide chlorhydrique ; sa composition est aussi la même.

DE LA LÉCITHINE (de λέκιθος, jaune d'œuf).

La lécithine forme la majeure partie de la matière visqueuse du jaune d'œuf de poule et de la substance grasse des œufs de poisson ; elle est formée d'oxygène, d'hydrogène, de carbone, et d'une forte proportion de *phosphore.* Voici les caractères qui lui ont été assignés par M. Gobley, qui n'a pas cependant pu l'obtenir encore à l'état de pureté. Elle est molle, visqueuse, et forme une émulsion avec l'eau ; peu soluble dans l'alcool froid, elle se dissout dans ce menstrue bouillant, d'où elle se sépare en grande partie par le refroidissement ; elle est entièrement soluble dans l'éther et inaltérable à l'air. Les acides et les alcalis minéraux la transforment facilement en acides oléique, margarique et *phosphoglycérique.* Elle ne saurait être confondue avec l'acide sulfoléique décrit par M. Frémy, parce qu'elle ne rougit pas le tournesol, parce qu'elle n'est pas décomposée par l'eau, même bouillante, tandis que l'acide sulfoléique est décomposé par ce liquide à la température ordinaire. La lécithine donne en se décomposant dans le vide des produits qui permettent de la considérer comme formée d'acide phosphorique, d'oléine et de margarine ; mais constitue-t-elle réellement un phosphate d'oléine et de margarine, ou bien est-elle un principe immédiat particulier ?

On retire la lécithine de la matière visqueuse du jaune d'œuf et mieux encore de la substance grasse des œufs de carpe (Gobley, *Journal de pharmacie*, juin 1850).

DE LA CÉRÉBRINE.

La cérébrine existe dans le jaune d'œuf de poule, dans les œufs et dans la laitance de carpe, où elle est beaucoup moins abondante que la lécithine. Suivant M. Gobley, elle ferait également partie du cerveau, et ne serait que l'acide *cérébrique* décrit par M. Frémy. La composition de la cérebrine vient à l'appui de cette dernière opinion ; en effet, on trouve :

CÉRÉBRINE.		ACIDE CÉRÉBRIQUE.	
Carbone.	66,85	Carbone.	66,7
Hydrogène.	10,82	Hydrogène.	10,6
Azote.	2,29	Azote.	2,3
Phosphore.	0,43	Phosphore.	0,9
Oxygène.	19,61	Oxygène.	19,5

La cérébrine est en feuillets très-légers, en petites plaques semblables à la cire blanche, ou en grains comme cristallins; elle est incolore, inodore et insipide; elle est neutre dans le jaune d'œuf, et la très-légère coloration rosée qu'elle communique au tournesol est due évidemment à ce qu'elle retient une quantité infinitésimale de l'acide avec lequel elle a été préparée. Si elle a été préalablement desséchée, elle fond entre 155° et 160°; au delà de ce degré, elle devient brunâtre et se décompose en donnant des produits ammoniacaux et un charbon difficile à brûler, *qui n'est pas sensiblement acide;* si le charbon qui provient de la décomposition de la *matière grasse blanche* de Vauquelin contient une quantité notable d'acide phosphorique, c'est que cette matière n'est pas de la cérébrine pure. La cérébrine incinérée fournit du phosphate de chaux. Elle est insoluble dans l'eau froide et bouillante; avec ce dernier liquide surtout, *elle se gonfle* à la manière de l'amidon et jouit de la propriété de mousser comme l'eau de savon. L'alcool ne la dissout que lorsqu'il est bouillant; l'éther est sans action sur elle; l'acide chlorhydrique ne la colore pas en bleu. Elle s'unit avec les acides et les retient avec une grande opiniâtreté. Elle a une certaine affinité pour les bases, sans pourtant former avec elles des sels à proportions définies. Comme la lécithine, elle retient toujours une certaine quantité de phosphates terreux, malgré les nombreux traitements alcooliques et éthérés qu'on lui a fait subir; elle concourt probablement à mettre ces sels en circulation dans les animaux. On l'obtient en traitant 200 grammes de matière visqueuse du jaune d'œuf par 500 grammes d'alcool à 88 cent., et 50 grammes d'acide chlorhydrique ou sulfurique (Gobley, voy. *Journ. de pharm.,* août 1850).

DE LA GÉLATINE. $H^{10}C^{13}Az^{2}O^{5}$.

Lorsqu'on fait bouillir dans l'eau la chair musculaire, la peau, les ligaments, les os, les tendons, les membranes, etc., on obtient une dissolution qui, étant concentrée par l'évaporation, se prend en gelée par le refroidissement, et fournit une substance à laquelle on a donné le nom de *gélatine.* Cette matière existe-t-elle toute formée dans les parties des animaux d'où on la retire, comme on l'a pensé pendant longtemps, et comme le croit encore M. Bouchardat, ou bien est-elle le résultat d'un changement de composition que ces parties éprouveraient par l'action de l'eau bouillante? En admettant cette dernière opinion, qui paraît la plus plausible, on ne devrait plus ranger la gé-

latine parmi les principes immédiats qui existent tout formés dans les animaux.

Quoi qu'il en soit, la gélatine pure, préparée comme il sera dit plus bas, est solide, cassante, transparente, incolore, inodore, insipide, plus pesante que l'eau, sans action sur la teinture de tournesol et sur le sirop de violettes; sa dureté et sa consistance varient beaucoup. Chauffée dans des vaisseaux fermés, elle fond, et si on la fait refroidir, elle laisse une masse très-cohérente; si on élève davantage la température, elle se décompose, et donne de l'eau, du gaz acide carbonique, du sesquicarbonate d'ammoniaque, de l'acétate et du cyanhydrate de la même base, une huile épaisse noire, du carbure d'hydrogène, du gaz oxyde de carbone, du gaz azote, et un charbon volumineux et léger. Exposée à l'air humide, elle absorbe un peu d'eau, et se gonfle. L'eau froide la ramollit sans la dissoudre, et l'hydrate à ce point, qu'elle peut absorber six fois son poids de ce liquide; à 100° elle la dissout. Cette dissolution est favorisée par une petite quantité d'acide ou d'alcali.

La dissolution aqueuse de gélatine pure est incolore, sans action sur les couleurs végétales, et susceptible de devenir acide lorsqu'on l'abandonne à elle-même à une température de 15° à 25°; elle finirait même par se moisir et se décomposer entièrement. Les acides et les alcalis étendus d'eau ne la troublent point; il en est de même de la plupart des sels : toutefois les chlorures d'iridium et de mercure, l'azotate de protoxyde de mercure et le sulfate de sesquioxyde de fer, la précipitent. Lorsqu'on fait arriver du chlore gazeux dans cette dissolution, il se forme de l'acide chlorhydrique aux dépens de l'hydrogène de la gélatine, et un produit blanc floconneux composé de filaments nacrés très-flexibles, très-élastiques, que l'on peut regarder comme de la gélatine altérée et combinée avec du chlore et avec de l'acide chlorhydrique. L'alcool précipite la gélatine de sa dissolution aqueuse concentrée; le précipité disparaît si l'on ajoute une assez grande quantité d'eau. L'hématine, la noix de galle, le tannin, et les diverses matières végétales astringentes, solubles dans l'eau, occasionnent également des précipités dans le *solutum* aqueux de gélatine; cette propriété, considérée par beaucoup de chimistes comme caractéristique de la dissolution de gélatine, ne l'est pourtant pas; car on la retrouve dans plusieurs autres substances azotées neutres. Le précipité qu'y détermine la noix de galle est d'un blanc grisâtre, collant, élastique, durcissant par la dessiccation, insoluble dans l'eau, insipide, imputrescible, et soluble

dans un excès de gélatine ; il ne constitue pas le cuir tanné, comme on l'a cru (voy. *Peau*). Enfin la dissolution aqueuse de gélatine se prend en gelée par le refroidissement lorsqu'elle est suffisamment concentrée ; suivant Bostock, il suffit, pour que ce phénomène ait lieu, de dissoudre une partie de gélatine dans 100 parties d'eau bouillante, tandis qu'avec une plus grande quantité de liquide, on n'obtient la gelée qu'à l'aide de l'évaporation : ce caractère suffit pour distinguer la gélatine des autres matières animales ; toutefois, lorsqu'on fait bouillir pendant longtemps une dissolution de gélatine, même concentrée, elle perd la propriété de se prendre en gelée.

Les huiles, l'éther et l'alcool concentré, ne dissolvent point la gélatine sèche. L'alcool enlève à la gélatine l'eau d'interposition qu'elle contient, en lui faisant subir une contraction considérable, mais égale dans tous les sens ; on a mis cette propriéié à profit dans ces derniers temps, pour réduire de grands dessins à des proportions plus petites et très-exactes : pour cela on imprime ou l'on dessine le sujet sur une plaque mince de gélatine, comme on le ferait sur du papier, et on l'immerge dans l'alcool concentré ; peu à peu, par la soustraction de son eau, la gélatine se contracte, et ramène le dessin à des proportions plus petites, mais rigoureusement exactes.

Si on calcine de la gélatine avec de la potasse ou de la soude, on obtient de l'acide oxalique (Gay-Lussac).

L'action de l'acide sulfurique concentré sur la gélatine est extrêmement remarquable. Si, après avoir fait macérer pendant vingt-quatre heures une partie de cette substance dans 2 parties d'acide sulfurique concentré, on fait bouillir le mélange avec de l'eau pendant cinq heures, en ayant soin de remplacer ce liquide à mesure qu'il se volatilise, et que l'on sature l'excès d'acide sulfurique par la craie (carbonate de chaux), on obtient un liquide qui, étant filtré, évaporé, et abandonné à lui-même, fournit, 1° du *glycocolle* ; 2° un *liquide sirupeux incristallisable*, composé d'une matière *sucrée* cristallisable, d'une substance peu azotée précipitable par la noix de galle, d'ammoniaque, et d'une substance désignée sous le nom de *leucine*, à cause de sa couleur blanche (voy. p. 650).

L'acide azotique finit par convertir la gélatine en acide oxalique.

Lorsqu'on traite la gélatine par l'acide chromique, on obtient des acides cyanhydrique, benzoïque, valérianique et acétique, du *valéronitrile* et du *valéracétonitrile*.

La gélatine a des usages nombreux ; c'est à elle que l'on doit rapporter les effets et les propriétés à la fois adoucissantes et relâchantes des

bouillons de veau, de poulet, de grenouille et de vipère (voy. *Bouillon*). On l'emploie souvent dans la préparation des eaux minérales artificielles, lorsqu'on cherche à remplacer les substances organiques qui font partie des eaux naturelles que l'on veut imiter. Dissoute depuis 64 jusqu'à 190 grammes et plus dans l'eau, elle constitue des bains nutritifs et adoucissants, dont on fait un très-grand usage chez les personnes affaiblies par des maladies antécédentes, ou actuellement tourmentées d'affections nerveuses, inflammatoires, etc. On emploie aussi, dans les mêmes cas, la décoction de gélatine sous forme de lavement. On fait également entrer la gélatine dans la composition des bains et des douches, lorsqu'on veut modérer l'effet irritant des préparations sulfureuses, et notamment du foie de soufre. On sait que la gélatine a été prônée contre les fièvres intermittentes ; il est même certain que, chez plusieurs des malades soumis à l'usage de cette substance, la fièvre a perdu de son intensité, de sa longueur, ou même qu'elle n'a point reparu ; mais on est parfaitement convaincu aujourd'hui que l'efficacité de ce médicament est loin de pouvoir être comparée à celle de plusieurs autres substances qu'on lui préfère à juste titre.

Par suite de l'action que le tannin exerce sur la gélatine, cell-eci devient insoluble dans l'eau, tout en conservant de la transparence ; c'est en profitant de cette propriété que l'on est parvenu à imiter avec une si grande perfection l'écaille et l'ivoire.

C'est avec la gélatine que l'on obtient les pains à cacheter transparents et certaines colles à bouche.

La gélatine, préparée par des procédés spéciaux et plus ou moins pure, constitue toutes les diverses espèces de colles-fortes du commerce.

Glycocolle (*sucre de gélatine*), $H^5C^4AzO^4$.— Il est le résultat de l'action de l'acide sulfurique concentré sur la gélatine, ou de celle de l'acide hippurique bouillant sur 4 parties d'acide chlorhydrique concentré. Il est sous forme de cristaux d'une saveur douce, sucrée, analogue à celle du sucre de raisin ; mais il ne fermente pas. Il est neutre aux réactifs colorés, soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool et l'éther. Les corps oxydants, tels que le chlore, le permanganate de potasse, l'acide azotique concentré, le transforment en un acide non azoté (*nitro-saccharique* de Braconnot) (1). Il se combine avec plusieurs acides et

---

(1) Cet acide cristallise en beaux prismes incolores, transparents, aplatis, légèrement striés, doués d'une saveur acide un peu sucrée ; il est très-soluble dans

ec certains oxydes, avec le chlorure de platine et avec plusieurs sels; auffé avec la potasse, il dégage de l'ammoniaque.

Valéracétonitrile, $H^{48}C^{52}Az^{4}O^{12}$. — Il est le résultat de l'action de l'a- de chromique sur la gélatine. Il est incolore, fluide, d'une saveur iérée, d'une densité de 0,19, bouillant à 69°, inflammable, soluble ns l'eau et dans l'éther, et décomposable, par l'acide sulfurique con- ntré, en acides acétique et valérianique, et en sulfate d'ammoniaque.

Colle-forte. — La colle-forte la plus pure est très-dure, fragile, d'un un foncé, également transparente dans toutes ses parties, et sans cune tache noire; l'eau froide la gonfle et la rend gélatineuse, sans la ssoudre; elle n'est soluble dans ce liquide que lorsqu'elle n'est pas re. C'est des rognures de peau de plusieurs espèces d'animaux, des bots et des oreilles de cheval, de bœuf, de mouton, de veau, etc., 'on l'extrait. On l'emploie dans la composition de la peinture en dé- mpe, pour coller les bois, pour fabriquer le papier, etc. Il y a une riété de colle-forte appelée *size*, qui ne diffère de la précédente que r un plus grand degré de pureté, et dont les papetiers se servent ur fortifier le papier; elle est aussi employée par les fabricants de lle, les doreurs, les fourbisseurs, etc. On l'obtient avec les peaux nguille, le parchemin, les peaux de chevreau, de chat, de lapin, etc.

Préparation. J'indiquerai plus tard le procédé que l'on doit employer ur obtenir la gélatine des os (voy. l'article *Os*). Pour préparer la lle-forte avec les rognures de peau, de parchemin, de gants, avec sabots, les oreilles de bœuf, de cheval, de mouton, de veau, etc., détache le poil et la graisse contenus dans ces matières, on les fait uillir pendant longtemps avec beaucoup d'eau; on enlève les écu- s, dont on favorise la séparation à l'aide d'une petite quantité d'alun de chaux; on passe la liqueur, et on la laisse reposer; on la décante on la fait chauffer en enlevant les nouvelles écumes qui se forment a surface; lorsqu'elle est suffisamment concentrée, on la verse dans moules préalablement humectés, où elle se prend en plaques molles le refroidissement; au bout de vingt-quatre heures, on les coupe en lettes, et on les fait sécher dans un endroit chaud et aéré, en les sant sur des filets.

Colle de poisson, ichthyocolle. — Cette variété de colle n'est autre chose

---

u, et ne précipite aucune des dissolutions métalliques. Mis sur les charbons ents, il détone à la manière du nitre. Il forme des sels avec les bases. Il est posé de $C^{16}H^{24}Az^{8}O^{40}$.

que la membrane interne de la vessie natatoire de différents poissons lavée et desséchée en plein air ; la plus estimée est incolore, demi-transparente, sèche, inodore, insipide, moins soluble dans l'eau que la colle forte; mais se dissolvant bien dans l'eau bouillante, dans laquelle d'abord elle commence par se gonfler beaucoup. L'eau froide contenant ou 2 millièmes d'acide chlorhydrique la dissout très-bien. Elle es fournie par les esturgeons suivants : *accipenser sturio, stellatus, huro* e *rhutenus;* on en retire aussi de tous les poissons sans écailles, de loups marins, des marsouins, des requins, des sèches, des baleines, etc., mais celle-ci est inférieure à l'autre. On l'emploie pou clarifier les liqueurs, pour donner de l'apprêt à la soie, pour prépare le taffetas gommé, pour augmenter la consistance de certaines gelée végétales, etc. Pour l'obtenir, on lave la membrane interne de la vessi natatoire de ces poissons; on la dessèche un peu, et quelquefois on l roule, et on achève la dessiccation, ou bien on la laisse en plaques qu l'on dessèche de suite.

On prépare encore une *colle moins pure,* en traitant par l'eau bouil lante la tête, la queue et les mâchoires de certaines baleines et d presque tous les poissons sans écailles.

DE LA CHONDRINE. $H^{26}C^{32}Az^{4}O^{14}$.

Longtemps confondue avec la gélatine, la *chondrine* en diffère pa sa composition et par quelques réactions chimiques. On l'obtient en fa sant bouillir dans l'eau, pendant quarante-huit heures, les *cartilag* costaux d'homme ou de veau ; lorsque la dissolution est prise en gelée on traite celle-ci par l'éther, qui dissout les matières grasses avec le quelles elle était mêlée. Elle est solide et diffère de la gélatine, par que sa dissolution aqueuse est précipitée par presque tous les acid et par le sulfate d'alumine, l'alun et l'acétate de plomb. Le chlore y fa naître un précipité$=H^{26}C^{32}Az^{4}ClO^{14}$.

DE LA LEUCINE (de λευκὸς, blanc). $H^{13}C^{12}AzO^{4}$.

La leucine est un produit de l'art; elle a été découverte par M. Br connot en traitant la fibrine, la gélatine et la laine, par l'acide sulf rique. Elle est sous forme de petits cristaux aplatis, circulaires, blanc semblables aux moules de boutons, avec un rebord à leur circonféren et une dépression dans leur centre ; sa saveur est analogue à celle bouillon ; elle est plus légère que l'eau. Chauffée, elle fond et se s

ıe en partie; une autre portion se décompose et fournit des pro-
s analogues à ceux qui ont déjà été mentionnés (voy. p. 4). Elle
oluble dans l'eau, et la dissolution n'est troublée par aucun sel mé-
que, si ce n'est par l'azotate de mercure, qui y fait naître un pré-
é blanc floconneux. L'alcool bouillant en dissout beaucoup plus
la température ordinaire. L'acide azotique la dissout, sans déga-
ent de vapeurs rutilantes, et forme un composé désigné, par M. Bra-
ıot, sous le nom d'acide *nitroleucique*, et qui paraît être de l'azotate
ucine, d'après MM. Laurent et Gerhardt $= H^{13}C^{12}AzO^4,AzO^5,HO$. Il
ralise la chaux, avec laquelle il produit un sel qui cristallise en
s groupes arrondis, et qui fuse sur les charbons ardents; la ma-
ie sature également l'acide nitroleucique, et donne un sel en petits
aux grenus, nullement déliquescents.

leucine, fondue avec son poids de potasse caustique, jusqu'à ce
l'ammoniaque qu'elle fournit soit mêlée d'hydrogène libre, donne
ord de l'acide valérianique, puis de l'acide butyrique.

éparation. L'aposépédine, dont j'ai parlé à la page 640, n'étant que
leucine, on obtient celle-ci en laissant putréfier, pendant plusieurs
., le fromage mou frais; quand il ne se dégage plus de gaz, on
l la masse d'eau, on filtre et on évapore jusqu'en consistance de
; on traite celui-ci par l'alcool bouillant; le liquide filtré laisse
ser la leucine (aposépédine), que l'on purifie à l'aide de plusieurs
allisations successives dans l'alcool. On prépare aussi la leucine en
ant par l'eau froide de la chair de bœuf très-divisée; on exprime
ment le résidu dans une toile, et on le mêle avec son poids d'a-
sulfurique concentré; on chauffe jusqu'à ce que toute la chair soit
ute, et on laisse refroidir, pour séparer une couche de graisse qui
formée pendant l'action de l'acide: on étend la dissolution d'eau
cilitre pour 30 grammes d'acide), et on la fait bouillir pendant
de neuf heures, en renouvelant l'eau à mesure qu'elle s'évapore:
e époque, on sature la liqueur avec du carbonate de chaux, on
et on fait évaporer jusqu'en consistance d'extrait; en faisant
lir cet extrait, à plusieurs reprises, avec de l'alcool à 34 degrés de
mètre de Baumé, on obtient la *leucine* par le refroidissement des
urs; à la vérité, elle retient une certaine quantité de matière ani-
, que l'on sépare au moyen de l'acide tannique, qui jouit de la pro-
é de la précipiter, sans agir sensiblement sur la leucine.

DE LA CRÉATINE. $H^9C^8Az^3O$.

Elle existe dans les muscles des mammifères, de poule, de br chet, etc., dans le bouillon de viande, et dans l'urine de l'homme ; en retire 62 grammes de 100 kilogrammes de viande de bœuf, et 72 pareille quantité de viande de cheval ; les viandes maigres en fourni sent plus que les autres. Elle est en aiguilles ou en petits tubes dispo les uns à côté des autres en forme de trémies, ou en prismes rectang laires brillants et nacrés, neutres, incolores, inodores, insipides. A 10 elle perd 2 équivalents d'eau, ou 18 p. 100. Elle exige pour se dissou 75 parties d'eau froide et beaucoup moins d'eau bouillante, et 90 part d'alcool absolu. Elle est soluble dans les liqueurs alcalines très-étendu si les dissolutions sont concentrées, il se produit de l'ammoniaque, carbonate très-alcalin, et de la *sarcosine*. Les acides dilués dissolv la créatine, tandis que s'ils sont concentrés, ils lui enlèvent la qu tité d'oxygène et d'hydrogène qui représente 4 équivalents d'eau, e tranforment en *créatinine*.

Préparation. On exprime dans un sac de toile de la viande hachée préalablement dégraissée; on fait bouillir le liquide pour coagu l'albumine et séparer la matière colorante ; on filtre, et on évapore liqueur jusqu'en consistance sirupeuse ; on traite le produit par l'eau de baryte, qui précipite du phosphate et du sulfate de baryte, a que du phosphate de magnésie, du phosphate ammoniaco-mag sien, etc. ; on filtre de nouveau, et on évapore jusqu'à ce que la liqu soit réduite au vingtième de son volume; on l'abandonne alors à l'é poration spontanée dans un lieu chaud ; la créatine cristallise.

Créatinine, $H^7C^8Az^3O^2$, alcali organique qui existe dans le boui de viande. Elle est en prismes incolores, d'une saveur caustiqu d'une réaction alcaline comparable à celle de l'ammoniaque ; elle plus soluble dans l'eau et dans l'alcool que la créatine, et forme ave acides des sels facilement cristallisables.

Sarcosine, $H^7C^6AzO^4$. Elle est le résultat de l'action d'un excès d de baryte concentrée et bouillante sur la créatine; il se forme au pendant cette réaction, de l'ammoniaque et du carbonate de ba Elle est en prismes droits à base rhombe, transparents, d'une sa douce légèrement métallique, sans action sur les couleurs végéta insoluble dans l'alcool et l'éther ; elle forme avec plusieurs acides sels cristallisables ; aussi quelques chimistes la regardent-ils co un alcali organique. Sa formule est la même que celle de la *lacta*

de l'*uréthane*, dont elle peut être cependant distinguée par son in-
ubilité dans l'alcool et l'éther.

DE L'HÉMATOSINE OU MATIÈRE COLORANTE ROUGE DU SANG (HÉMACROÏNE, ZOOHÉMATINE).

eu de substances ont autant excité l'attention des chimistes que celle-
et parmi ceux qui s'en sont le plus occupés, je citerai le Dr Willis,
nde, Vauquelin, Engelhart, Thénard, Berzelius, Sanson, Denis et
Canu. Plusieurs d'entre eux, par suite des réactions qu'ils faisaient
ir au sang, ont signalé dans ce liquide des matières colorantes dont
einte varie du jaune au bleu, du bleu au violet, du rouge foncé au
e, et ils ont admis comme autant de principes particuliers des corps
sont probablement le résultat d'altérations successives qu'éprou-
t les divers éléments du sang.

ans un travail récent, M. Le Canu paraît être parvenu à isoler le
ncipe colorant rouge du sang dans son plus grand état de pureté
sible. On l'extrait du sang de tous les animaux, par le procédé
vant : on verse peu à peu dans le sang, battu et dépouillé de
ine, de l'acide sulfurique, jusqu'à ce que le mélange, que l'a-
e colore en brun-chocolat, se prenne en masse; comme l'addition
cet acide a pour but de coaguler la matière albumineuse, afin d'en
arer facilement toute l'eau, on peut avec avantage le mêler avec un
d'alcool, qui hâte aussi la coagulation. Le *coagulum*, étant placé
s un linge, est soumis à la presse, afin d'en extraire toute la partie
nide ; ce résidu sec, et de couleur brune, est divisé dans un mortier,
cé sur des filtres, et traité par l'alcool bouillant légèrement acidulé
l'acide sulfurique, jusqu'à ce qu'il cesse de se colorer; on obtient
si, 1° un abondant résidu blanc sur les filtres ; 2° des solutions d'un
ge foncé. Ces solutions, refroidies, offrent un léger dépôt de sub-
nce albumineuse, que l'on sépare par le filtre; à l'aide de quelques
ttes d'ammoniaque, on sature l'acide sulfurique, et l'on filtre encore
r séparer le sulfate qui s'est formé; enfin la liqueur ainsi obtenue,
cée dans des cornues, est distillée jusqu'à siccité. Le résidu de cette
illation, essentiellement formé de matière colorante, de matières
actives, grasses et salines, est successivement épuisé, par l'eau, par
cool et par l'éther, de toutes les parties solubles, et repris par l'al-
l, contenant environ 5 p. 100 d'ammoniaque liquide. On filtre en-
e, et l'on évapore; le nouveau résidu, lavé à l'eau distillée, puis
hé, constitue la matière colorante pure.

L'hématosine ainsi obtenue est solide, sans odeur, sans saveur, ayan un éclat métallique, d'une couleur brune rouge qui rappelle l'aspect d l'argent rouge des minéralogistes. Elle est insoluble à froid et à chau dans l'eau, dans l'alcool faible et concentré, dans l'éther sulfuriqu dans l'éther acétique et dans l'huile de térébenthine; tandis que l'eau l'alcool et l'éther acétique, contenant une très-petite quantité d'amm niaque, de potasse ou de soude caustiques, la dissolvent aisément en colorant en rouge foncé. L'alcool, légèrement aiguisé d'acide chlorh drique ou sulfurique, la dissout également, mais se colore en bru L'eau la précipite en totalité, et sans altération, de ses dissolutions a cooliques acides; il n'en est pas de même de la dissolution ammoni cale, que l'eau ne précipite pas.

Le chlore la détruit en donnant naissance à des flocons blancs ins lubles dans l'eau, solubles dans l'alcool, et l'on trouve dans la lique un sel de fer très-appréciable à tous les réactifs.

L'acide sulfurique concentré l'altère profondément et lui enlève fer; le même acide affaibli ne la dissout pas, mais lui enlève aussi fer en la transformant, en partie, en une nouvelle matière soluble da l'alcool et dans l'éther, et colorée en rouge.

L'acide azotique concentré la dissout à froid, en se colorant en bru à chaud, la matière organique est promptement détruite.

Brûlée par l'acide azotique ou par l'azotate de potasse, elle ne four ni de l'acide sulfurique ni de l'acide phosphorique; donc elle ne co tient ni soufre ni phosphore.

Distillée en vases clos, elle se décompose sans fondre, dégage des peurs ammoniacales, produit une huile empyreumatique rouge, laisse pour résidu un charbon brillant qui, par l'incinération, do des cendres exclusivement formées de sesquioxyde de fer. Cent part d'hématosine extraite du sang d'individus différents ont fourni à qua reprises 10 parties de ce sesquioxyde.

L'hématosine n'a pas encore été suffisamment étudiée; sa compositi élémentaire n'a pas été fixée d'une manière assez certaine pour pouv être rapportée ici; toutefois M. Le Canu pense que le fer s'y trouv l'état métallique, et qu'il constitue l'un de ses éléments; sa couleur varie pas, comme le fait celle du sang frais, sous l'influence du gaz o gène et de l'acide carbonique.

DE LA SÉROLINE.

La séroline a été découverte dans le sérum du sang par F. Boudet. :e est blanche, légèrement nacrée, fusible à 36°; la chaleur la trans- rme en une huile incolore plus légère que l'eau. Elle ne fait pas d'é- ulsion avec ce liquide froid; l'éther la dissout facilement; elle est un u soluble dans l'alcool bouillant, et insoluble dans ce menstrue à oid. On l'obtient par le refroidissement de la décoction alcoolique du rum du sang desséché.

DE LA MATIÈRE JAUNE DU SÉRUM DU SANG.

Cette substance, considérée par quelques chimistes comme apparte- nt à la bile répandue dans le sang, est regardée par d'autres comme résultat d'une altération de l'hématosine sous l'influence des alcalis, i prend alors une couleur jaune.

On fait bouillir dans de l'alcool à 18 degrés du sang de bœuf desséché pulvérisé; ce menstrue dissout de la matière grasse, des sels, et un u d'albumine altérée; la portion du sang non dissoute est lavée sur filtre, à plusieurs reprises, avec de l'eau distillée, qui dissout la *ma- e jaune;* on évapore les eaux de lavage filtrées, et l'on traite par cool à 18 degrés, froid, le produit de l'évaporation. L'alcool dissout *natière jaune,* des sels et un peu d'albumine: il est coloré en jaune r; en le mêlant avec de l'alcool à 36 degrés, l'albumine et la plus nde partie des sels se déposent, tandis que la matière jaune reste en solution; on filtre, et on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité; on te le produit par l'alcool à 36 degrés, qui acquiert une couleur jaune r; on verse de l'éther, qui précipite un peu de sel marin et qui re- nt la matière jaune en dissolution; on évapore pour volatiliser l'éther, on obtient la *matière jaune,* à la vérité mêlée d'un peu de lactate de de, et offrant une réaction alcaline. Ce procédé ne fournit pas toute matière que contient le sang.

insi isolée, cette matière est d'un jaune orangé quand elle est sèche en masse; elle est soluble dans l'eau, dans l'alcool, dans l'éther, et s les graisses; le chlore la décolore, et la liqueur qui en résulte ne aît pas *contenir de fer.* Les acides concentrés et les alcalis ne l'al- nt pas à froid. C'est elle qui colore le sérum en jaune.

DE L'HÉMAPHŒINE ET DE L'HÉMACYANINE.

M. Simon a retiré du sang une matière colorante, l'*hémaphœine,* so-
luble dans l'eau et dans l'éther. L'*hémacyanine* a été extraite du mêm
liquide par M. Sanson. Elle est *bleue,* insoluble à froid dans l'eau, l'al-
cool et l'éther, soluble dans l'alcool bouillant.

DE LA TAURINE. $H^7C^4AzS^2O^2$.

Ce corps a été découvert par Gmelin, dans la bile de bœuf préalable-
ment soumise à l'influence de l'acide chlorhydrique. Le procédé le plu
simple pour l'obtenir consiste à faire bouillir la bile déjà précipitée pa
l'alcool avec l'acide chlorhydrique, dans la proportion de 100 parti
d'eau, 10 parties de bile, et 2 d'acide chlorhydrique, jusqu'à ce que
liqueur, d'abord trouble, soit redevenue claire, et laisse précipit
une matière d'un brun verdâtre; on décante la liqueur et on l'évapor
jusqu'à ce que la majeure partie du sel marin qu'elle renferme ait cri
tallisé; on ajoute alors à l'eau mère cinq ou six fois son volume d'a
cool, et on l'abandonne à elle-même pendant quelque temps; la tauri
cristallise presque en totalité; il suffit de filtrer et de laver ces crista
avec de l'alcool, et de les redissoudre dans l'eau bouillante, pour o
tenir la taurine pure, sous forme de prismes hexaèdres réguliers, te
minés par des pyramides à quatre ou à six faces. Dans cet état, elle off
une saveur piquante qui n'est ni sucrée ni salée; elle n'exerce aucu
action sur les couleurs végétales; exposée à la chaleur, elle fond en
liquide épais brun, se boursoufle et se décompose à la manière des m
tières azotées. Lorsqu'on la fait brûler, elle exhale l'odeur de l'indig
et laisse un charbon facile à incinérer. L'eau, à 12° c., en dissout
seizième de son poids; elle est plus soluble dans l'eau bouillante. L'
cool bouillant n'en dissout que $1/_{573}$ de son poids. L'acide sulfurique
dissout à froid, et mieux s'il est bouillant; la dissolution devient brun
ne précipite pas par l'eau, et ne dégage pas d'acide sulfureux. La ta
rine est également soluble dans l'acide azotique froid, sans subir d'a
tération. La dissolution aqueuse n'est précipitée ni par les alcalis,
par les dissolutions métalliques. Elle contient du soufre. Chauffée
une dissolution très-concentrée de potasse caustique, elle donne
l'ammoniaque.

DE LA BILINE.

La biline existerait dans la bile fraîche, d'après Berzelius et Mulder; tandis que, suivant Liebig, elle ne serait qu'un composé de soude et d'acide bilique. Quoi qu'il en soit, elle ne serait précipitée ni par l'acide sulfurique ni par le sous-acétate de plomb. Elle serait facilement décomposable par différents réactifs, qui la transformeraient toujours en ammoniaque, en taurine, et en un groupement moléculaire, $H^{36}C^{50}O^{6}$, susceptible de divers degrés d'hydratation, et pouvant former alors ou de la dyslysine avec HO, ou de l'acide cholinique avec 2HO, ou de l'acide *fellanique* avec 3HO, ou de l'acide fellique avec 4HO, ou de l'acide cholique avec 5HO. Suivant Mulder, la biline se combinerait en différentes proportions avec les acides précédents, pour donner naissance aux acides *bilifellique* et *bilicholonique*.

DE LA DYSLYSINE. $H^{36}C^{48}O^{6}, 2HO$.

Elle est le résultat de l'ébullition prolongée de l'acide *cholique* avec la potasse caustique. Elle est blanche, friable, d'aspect résineux, insoluble dans l'eau. Suivant Mulder, il existe une dyslysine soluble dans l'éther, et une autre insoluble dans cet agent; ces deux corps différeraient entre eux par les éléments d'une certaine quantité d'eau.

DU CHOLACROL. $H^{5}C^{8}Az^{2}O^{13}$.

Le cholacrol est un corps neutre, volatil, que l'on produit en décomposant la bile par l'acide azotique; chauffé, il fait entendre une sorte d'explosion. On peut le dédoubler en acide cholestérique et en acide hypoazotique.

DE L'ALLANTOÏNE (ACIDE ALLANTOÏQUE). $H^{3}C^{4}AzO^{3}$.

Ce corps, que l'on peut représenter par 2 équivalents de cyanogène et 3 équivalents d'eau, a été extrait pour la première fois, par Vauquelin et Buniva, de la liqueur allantoïque des vaches; mais depuis, Liebig et Wœhler ont démontré que l'on pouvait également l'obtenir en décomposant l'acide urique; en effet, le procédé le plus simple pour le préparer consiste à faire bouillir 1 partie d'acide urique dans 2 parties d'eau, auxquelles on ajoute par petites portions du bioxyde de plomb,

tant que celui-ci change de couleur; on filtre la liqueur bouillante, et on évapore jusqu'à ce qu'il se forme des cristaux à la surface; lorsque la liqueur est refroidie, on reprend ces cristaux par l'eau, pour les purifier par de nouvelles cristallisations (1). On peut encore le former en traitant l'acide urique par un mélange de potasse caustique et de cyanure rouge de potassium et de fer; il se produit aussi, dans ce cas, de l'acide *lantanurique*, $H^4C^6Az^2O^{26}$, HO.

Lorsqu'on veut retirer l'allantoïne de la liqueur allantoïque des vaches, on évapore celle-ci jusqu'au quart de son volume, et on laisse cristalliser; le produit est ensuite repris par l'eau, traité par le charbon animal, et évaporé de nouveau; par une seconde cristallisation, on obtient l'allantoïne très-pure.

Elle cristallise en prismes rhomboédriques, brillants, incolores, d'un aspect vitreux, insipides, sans action sur le tournesol, solubles dans 160 parties d'eau froide, et plus solubles dans l'eau bouillante. L'eau, entre 110° et 120°, la change en urée et en acide *allanturique;* l'urée se transforme plus tard, en agissant sur les éléments de l'eau, en carbonate d'ammoniaque.

L'allantoïne se comporte avec les alcalis et les acides hydratés comme une véritable amide, et se change peu à peu en acide oxalique et en ammoniaque. Elle se dissout dans l'acide azotique à une douce chaleur, et laisse déposer par le refroidissement une grande quantité d'azotate d'urée cristallisé; avec l'acide chlorhydrique, elle donne du chlorhydrate d'urée; il se forme aussi, soit par l'acide azotique, soit par l'acide chlorhydrique, de l'*acide allanturique.*

L'allantoïne donne avec l'azotate d'argent ammoniacal un précipité, $AgO,H^5C^8Az^4O^5$.

Acide allanturique, $H^7C^{10}Az^4O^9$. — Cet acide, qui est aussi le résultat de l'action de l'allantoïne ou de l'acide urique sur le bioxyde de plomb, est amorphe, déliquescent, soluble dans l'eau, presque insoluble dans l'alcool; il précipite les sels de plomb et d'argent.

Acide lantanurique, $H^4C^6Az^2O^6$, HO.

DE L'ALLOXANE. $H^4C^8Az^2O^{10}$.

On obtient l'alloxane en ajoutant, par petites portions, et à une tem-

---

(1) Dans cette opération, l'acide urique est transformé en acide oxalique, en urée et en allantoïne, par l'oxygène du bioxyde de plomb et par trois équivalents d'eau qui se fixent sur lui.

pérature bien ménagée, une partie d'acide urique sec à 4 parties d'acide azotique de 1,41 ou de 1,5 de densité; l'acide urique se dissout avec effervescence, et en développant de la chaleur; il se forme peu à peu une telle quantité de cristaux grenus blancs et brillants, que la liqueur ne tarde pas à se prendre en masse; on fait sécher toute cette masse, on la redissout dans l'eau bouillante, et, par le refroidissement, on obtient des cristaux d'*alloxane* pure; il se produit aussi pendant cette réaction de l'*hydrilurate* d'ammoniaque. L'alloxane est en prismes rhomboïdaux obliques, incolores, transparents, d'une saveur salée astringente, d'une odeur nauséabonde, rougissant le tournesol; exposée à une douce chaleur, elle perd 25 p. 100 d'eau et devient anhydre; elle est très-soluble dans l'eau, et colore la peau en pourpre; traitée simultanément par un alcali et par un sel de protoxyde de fer, elle fournit une liqueur d'un bleu indigo. Elle ne se combine pas aux oxydes sans se décomposer; c'est un corps très-peu stable.

Si l'on ajoute à une dissolution d'*alloxane* un excès d'ammoniaque, et qu'on porte le tout à l'ébullition, que l'on sature la liqueur avec de l'acide sulfurique étendu, et que l'on continue à faire bouillir, on obtient l'acide *mycomélinique*.

Les alcalis à froid changent l'alloxane en acide *alloxanique*. L'acide azotique, chauffé avec elle, donne de l'acide *parabanique*. En traitant successivement l'alloxane, par l'acide sulfureux et l'ammoniaque, on obtient de l'acide *thionurique*. Les corps réducteurs, notamment l'acide sulfhydrique, le protochlorure d'étain, le zinc, en présence de l'acide chlorhydrique, fournissent, avec l'alloxane, de l'*alloxanthine*.

Acide alloxanique, HC^4AzO^4. — On l'obtient en décomposant, par l'acide sulfurique, l'alloxanate de baryte, préparé lui-même en traitant l'alloxane à 60° par de l'eau de baryte. Cet acide cristallise en petites aiguilles transparentes ou en paillettes nacrées; il est peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude. Il sature bien les bases et décompose même les carbonates; il précipite l'azotate d'argent en blanc; ce précipité, étant porté à l'ébullition, devient jaune, puis noir, en produisant une effervescence. Si l'on fait bouillir une dissolution saturée d'alloxanate de baryte ou de strontiane, on obtient un précipité formé d'un mélange de carbonate et d'alloxanate de baryte, et d'un nouveau sel de cette base, le *mésoxalate de baryte* (voy. t. Ier, p. 169).

Si l'on fait bouillir de l'acide alloxanique avec de l'eau, pendant quelque temps, on obtient de l'acide carbonique, de l'acide *leucoturique* et de la *difluane*.

Acide hydrilurique, $H^5C^{12}Az^3O^{11}$. — On décompose par la potasse,

puis par l'acide chlorhydrique, l'hydrilurate d'ammoniaque, qui se produit en même temps que l'alloxane (voy. p. 659). Il est insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante, et insoluble dans l'alcool. L'acide azotique le transforme en acide *nitrohydrilurique*.

Acide parabanique, $C^6Az^2O^4,2HO$. — Pour l'obtenir, on mélange une partie d'acide urique ou une partie d'alloxane avec 8 d'acide azotique de force moyenne; on évapore la liqueur jusqu'en consistance de sirop et on l'abandonne à elle-même; il se forme peu à peu des lamelles incolores, que l'on purifie par de nouvelles cristallisations. Par l'action de la chaleur, une partie se sublime, tandis que l'autre se décompose en donnant naissance à de l'acide cyanhydrique. Il sature bien les bases; mais si l'on chauffe la dissolution de *parabanate d'ammoniaque*, l'acide se décompose et donne un nouvel acide, qui a reçu le nom d'acide *oxalurique*, composé de $C^6Az^2H^3O^7,HO$. La dissolution de cet acide se décompose par l'ébullition en acide oxalique et en oxalate d'urée.

Acide thionurique, $H^2C^8Az^3S^2O^{14}$. — On l'obtient en ajoutant à froid de l'acide sulfurique à une dissolution aqueuse et concentrée d'alloxane, jusqu'à ce que le mélange exhale l'odeur de l'acide sulfureux libre; on sature par le carbonate d'ammoniaque, et l'on maintient le tout en ébullition pendant une demi-heure; il se forme du thionurate d'ammoniaque, qui peut cristalliser par le refroidissement; par double décomposition, on se procure facilement le thionurate de plomb, que l'on décompose à son tour par l'acide sulfhydrique, pour isoler l'acide thionurique. Cet acide est sous forme d'une masse cristalline, composée d'aiguilles très-fines, inaltérables à l'air, et très-solubles dans l'eau; il rougit fortement le tournesol; une dissolution concentrée de cet acide, portée à l'ébullition, se prend en une bouillie blanche et cristalline qui constitue l'*uramile*; la liqueur surnageante contient de l'acide sulfurique libre. On obtient aussi l'*uramile* en traitant le thionurate d'ammoniaque par l'acide chlorhydrique bouillant. Si l'on remplace cet acide par l'acide sulfurique, on produit de l'acide *uramilique*.

Acide mycomélinique, $H^{10}C^{16}Az^8O^{10}$. — Il est jaune, gélatineux, presque insoluble dans l'eau froide, très-peu soluble dans l'eau bouillante, et donne avec les bases des sels jaunes. Il est le résultat de l'action d'un excès d'ammoniaque sur l'*alloxane*.

Acide leucoturique, $H^3C^6Az^2O^6$. — Il est en petits cristaux blancs, grenus, insolubles dans l'eau froide, solubles dans l'eau bouillante (voyez, pour sa préparation, l'*acide alloxanique*, p. 659).

DE L'ALLOXANTHINE. $H^5C^8Az^2O^{10}$.

Prout a le premier signalé la présence de ce corps dans la décomposition de l'acide urique par l'acide azotique; mais MM. Wœhler et Liebig l'ont obtenu en traitant l'acide urique par le chlore, ou mieux encore, l'alloxane par un courant d'acide sulfhydrique; la liqueur se prend en une masse de cristaux confus et impurs; mais par une nouvelle cristallisation, on les obtient très-purs. L'alloxanthine cristallise en prismes obliques à quatre pans; elle est incolore ou légèrement jaunâtre; elle devient rouge dans l'air chargé d'ammoniaque, et prend un reflet métallique. Elle est peu soluble dans l'eau froide, et plus soluble dans l'eau bouillante; elle rougit le tournesol. Lorsqu'on ajoute quelques gouttes d'acide azotique à une solution d'alloxanthine bouillante, elle est transformée en alloxane pure. Si on la chauffe de même avec de l'ammoniaque, il se forme de l'*uramile* et du *mycomélinate* d'ammoniaque; tandis qu'une dissolution récente d'alloxanthine dans l'ammoniaque, exposée à l'air, absorbe peu à peu de l'oxygène et dépose des cristaux d'*oxularate* d'ammoniaque. Soumise à un courant de gaz acide sulfhydrique, à la température de l'ébullition, elle donne de l'acide *dialurique*. Si l'on évapore rapidement une dissolution chlorhydrique d'alloxanthine, et qu'on laisse déposer la liqueur, on obtient de l'acide *alliturique*. Si on remplace l'acide chlorhydrique par l'acide azotique dilué, et que l'on traite par l'acide sulfhydrique, il se forme de l'*alloxane* et du *diliturate* d'ammoniaque. Avec les sels d'argent, l'alloxanthine produit un précipité noir d'argent métallique.

Acide dialurique, $H^4C^8Az^2O^8$. — Il est en cristaux, peu solubles dans l'eau, jouissant de propriétés acides énergiques.

Acide alliturique, $H^2C^6Az^2O^3,HO$. — Les alcalis le décomposent à chaud, et en dégagent de l'ammoniaque.

Acide diliturique. — Sa composition et ses propriétés sont inconnues; on sait seulement que le *diliturate* d'ammoniaque est insoluble dans l'eau froide et dans l'ammoniaque caustique, et soluble dans l'eau bouillante.

DE L'URÉE. $H^4C^2Az^2O^2$.

L'urée fait partie de l'urine de l'homme et de celle de tous les quadrupèdes; il est probable qu'elle existe chez tous les animaux. M. Millon en a retiré des liquides de l'œil, et M. Regnault, de l'eau de l'amnios

de la femme. On l'a encore trouvée dans le sang des animaux auxquels on avait enlevé les reins, et dans une liqueur située entre le péritoine et les intestins de la tortue des Indes (voy. *Reptiles*).

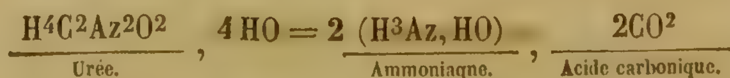
On la produit artificiellement toutes les fois que dans une réaction chimique, il se forme de l'acide cyanique, C^2AzO,HO, et de l'ammoniaque, H^3Az: en effet,



$$\underbrace{C^2AzO}_{\text{Acide cyanique.}},\ \underbrace{H^3Az,HO}_{\text{Ammoniaque.}} = \underbrace{H^4C^2Az^2O^2}_{\text{Urée.}}$$

L'urée pure est sous forme de prismes quadrilatères aplatis, incolores et transparents; son poids spécifique est de 1,350; elle n'a point d'odeur sensible (Proust); sa saveur est fraîche et piquante; elle n'agit point sur l'*infusum* de tournesol. Si on la chauffe dans des vaisseaux clos, elle fond à peu près à 120° c.; si on la chauffe un peu plus, jusqu'à ce que l'acide cyanique commence à s'en séparer, il reste dans la cornue du *cyanurate* d'ammoniaque et une petite quantité d'urée indécomposée, c'est-à-dire que, par l'action de la chaleur, les éléments de l'eau s'étant combinés avec ceux de l'acide cyanique, il s'est formé de l'acide *cyanurique;* si on élève davantage la température, il se dégage de l'ammoniaque, et il reste dans la cornue de l'acide *cyanurique;* enfin, par une action plus prolongée de la chaleur, cet acide lui-même est décomposé et fournit de l'acide cyanique hydraté, qui se volatilise, et qui, s'unissant à l'ammoniaque déjà dégagée, forme du sous-cyanate d'ammoniaque, lequel se condense en un sublimé cristallin dans le col de la cornue et dans le récipient, et n'a besoin, pour être de nouveau transformé en urée, que d'être dissous dans l'eau et évaporé (Liebig et Wœhler, *Ann. de chim.*, 1831). Il se produit aussi du *biuret.*

L'urée est un peu déliquescente lorsque l'*air* est très-humide; elle se dissout très-bien dans l'*eau.* L'*alcool* la dissout assez facilement, moins abondamment cependant et moins vite que ne le fait l'eau. La dissolution aqueuse d'urée, chauffée jusqu'à 140° dans un tube scellé à la lampe, s'assimile quatre équivalents d'eau, et se transforme en carbonate d'ammoniaque:



$$\underbrace{H^4C^2Az^2O^2}_{\text{Urée.}},\ 4\,HO = 2\,\underbrace{(H^3Az,HO)}_{\text{Ammoniaque.}},\ \underbrace{2CO^2}_{\text{Acide carbonique.}}$$

Abandonnée à elle-même, la dissolution aqueuse d'urée ne tarde pas à se décomposer, et donne du sesquicarbonate et de l'acétate d'ammo-

niaque, lorsqu'elle est en contact avec quelques matières organiques, comme cela a lieu si cette dissolution est conservée dans un vase ouvert, où la poussière peut avoir accès.

L'urée est transformée encore, et très-promptement, en carbonate d'ammoniaque par la fermentation (Dumas).

Le *chlore* la décompose, s'empare de son hydrogène, passe à l'état d'acide chlorhydrique, et il se forme des flocons semblables à une huile concrète; il se produit en outre du gaz acide carbonique, du sesquicarbonate d'ammoniaque, et du gaz azote. Elle s'unit aux acides à la manière des alcaloïdes, et fournit des produits qui peuvent très-bien cristalliser; toutefois elle ne se combine pas avec les acides lactique, hippurique, carbonique et sulfhydrique. Quelques gouttes d'acide *azotique*, versées dans la dissolution un peu concentrée d'urée, donnent naissance sur-le-champ à une foule de cristaux lamelleux, brillants, et la liqueur se prend en masse; ces cristaux, $H^4C^2Az^2O^2,HO,AzO^5$, sont solubles dans dix fois leur poids d'eau froide, décomposables par les alcalis, et susceptibles de détoner quand on les distille; ce phénomène est dû à ce qu'il se forme une certaine quantité d'azotate d'ammoniaque, qui, comme je l'ai dit (voy. t. Ier, p. 430), est susceptible de se décomposer complétement par le feu; ils fournissent aussi du *biuret*. L'acide hypoazotique ne précipite point l'urée de sa dissolution, mais il la décompose rapidement, et en dégage des volumes égaux d'azote et d'acide carbonique. L'acide *sulfurique* faible, chauffé avec la dissolution d'urée, la décompose, et la transforme en partie en huile; il en sépare une portion de carbone, qui colore et trouble la dissolution; enfin il donne naissance à beaucoup d'ammoniaque, avec laquelle il se combine, et à de l'acide carbonique, qui se dégage.

L'*acide chlorhydrique* se combine avec l'urée, avec élévation de température, et donne un chlorhydrate très-soluble dans l'eau. L'*oxalate* est peu soluble dans l'eau à froid, et très-soluble à chaud.

Plusieurs oxydes métalliques, quelques chlorures, l'azotate d'argent, etc., fournissent avec l'urée des composés définis et cristallisables. Quand on la fait chauffer pendant longtemps avec les alcalis caustiques ou avec les acides minéraux, elle se transforme en carbonate d'ammoniaque, comme cela a lieu avec l'eau bouillante.

L'*azotite de mercure*, dissous dans l'acide azotique faible ou concentré et bouillant, change l'urée en acide carbonique et en azote. Cette réaction peut servir à faire connaître la proportion d'urée contenue dans une urine, puisque aucune autre substance faisant partie de ce liquide n'est affectée de la même manière par l'azotite de mercure;

il ne s'agit que de recevoir l'acide carbonique dans un tube rempli de potasse caustique; l'augmentation de poids que subit l'appareil multiplié par 1,371 donne le poids de l'urée (Millon).

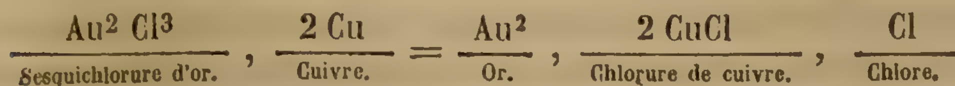
L'urée influe tellement sur la cristallisation de plusieurs sels avec lesquels elle est mêlée, que la forme cubique du chlorure de sodium est changée en celle d'un octaèdre, tandis que la forme octaédrique du chlorhydrate d'ammoniaque est transformée en celle d'un cube. Il en est à peu près de même pour le sulfate de potasse, qu'on ne peut obtenir que sous forme de mamelons, tant qu'on n'a pas détruit, par la calcination, l'urée avec laquelle il était uni.

L'*infusum* de noix de galle ne trouble point la dissolution d'urée; il en est de même des dissolutions alcalines; cependant celles-ci la décomposent à l'aide de la chaleur.

L'urée a été découverte par Rouelle le cadet; mais la plupart de ses propriétés ont été exposées, pour la première fois, par Fourcroy et Vauquelin. Elle est sans usages. MM. Cap et Henry avaient admis que l'urée existait dans l'urine en combinaison avec l'acide lactique; mais M. Pelouze a fait voir qu'il n'en est pas ainsi.

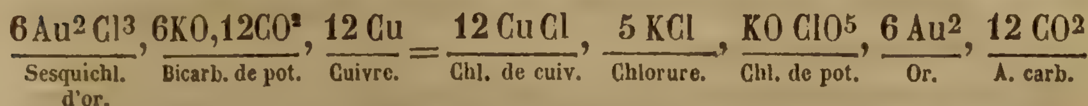
Préparation. Comme l'urée existe dans l'urine fraîche, on évapore celle-ci jusqu'en consistance de sirop clair, à une température inférieure à celle de l'ébullition; on laisse refroidir, et l'on sépare la partie liquide de tous les sels qui se déposent; cette liqueur est de nouveau refroidie en la plongeant dans un mélange réfrigérant, puis on la traite par son volume d'acide azotique également refroidi, et à 1,42 de densité; les cristaux qui se forment alors sont composés d'azotate d'urée impur, qu'on lave à plusieurs reprises, et que l'on dessèche en les exprimant entre des doubles de papier joseph, ou en les plaçant sur des briques; on les dissout ensuite dans l'eau pour les décolorer avec un peu de charbon animal, et l'on évapore jusqu'à cristallisation; la dissolution de ces cristaux incolores est enfin neutralisée par du carbonate de baryte; l'azotate de baryte qui se forme alors cristallise le premier, tandis que l'urée reste dans les eaux mères; on évapore celles-ci jusqu'à siccité, et on traite le produit par l'alcool à la température ordinaire; on sépare ainsi toute l'urée de l'azotate de baryte, qui est insoluble dans ce liquide, et, par l'évaporation, l'urée cristallise parfaitement pure. D'après un procédé donné par Wœhler, on peut obtenir très-facilement de l'urée; pour cela, on chauffe au rouge brun, dans un vase de tôle, un mélange de 2 parties de cyanure double de potassium et de fer, et d'une partie de bioxyde de manganèse, jusqu'à ce que la masse commence à s'agglutiner, puis on lessive avec de l'eau, qui dissout le cyanate de

Pour 2 équivalents d'or qui se déposent du sesquichlorure, 2 équivalents de cuivre entrent en dissolution ; ainsi



$$\underbrace{Au^2\,Cl^3}_{\text{Sesquichlorure d'or.}},\ \underbrace{2\,Cu}_{\text{Cuivre.}} = \underbrace{Au^2}_{\text{Or.}},\ \underbrace{2\,CuCl}_{\text{Chlorure de cuivre.}},\ \underbrace{Cl}_{\text{Chlore.}}$$

Un équivalent de chlore du sesquichlorure d'or est donc mis en liberté ; cet équivalent de chlore, se portant sur une partie de la potasse du bicarbonate, donne naissance à du *chlorate* de potasse et à du chlorure de potassium, sels que l'on trouve constamment dans le bain ; il se dégage aussi de l'acide carbonique. La formule suivante représente donc la véritable action du sesquichlorure d'or sur le bicarbonate de potasse :

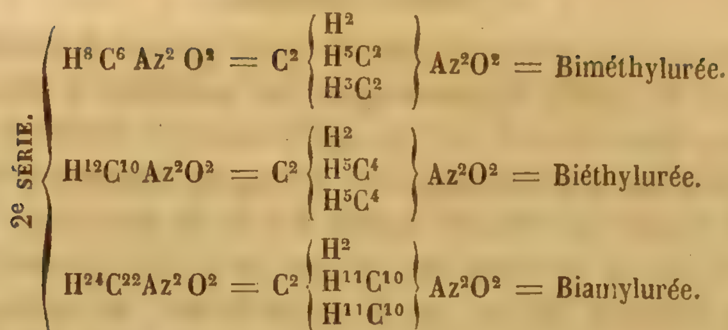


$$\underbrace{6\,Au^2\,Cl^3}_{\text{Sesquichl. d'or.}},\ \underbrace{6KO,12CO^2}_{\text{Bicarb. de pot.}},\ \underbrace{12\,Cu}_{\text{Cuivre.}} = \underbrace{12\,Cu\,Cl}_{\text{Chl. de cuiv.}},\ \underbrace{5\,KCl}_{\text{Chlorure.}},\ \underbrace{KO\,ClO^5}_{\text{Chl. de pot.}},\ \underbrace{6\,Au^2}_{\text{Or.}},\ \underbrace{12\,CO^2}_{\text{A. carb.}}$$

Le procédé de dorure au trempé ne s'applique bien qu'aux objets qui sont faits en cuivre laminé. La dorure est moins solide que celle qui a été obtenue par le mercure ; ainsi l'or déposé sur les métaux par la méthode du trempé ne s'élève jamais au delà de 45 milligrammes par décimètre carré, tandis que par la dorure au mercure on peut fixer sur les pièces jusqu'à 260 milligrammes par décimètre carré. La dorure *au trempé* ne coûte que 18 à 20 francs par kilogramme, tandis que par le mercure elle coûtait souvent jusqu'à 120 francs. L'acide *acétique* froid donne naissance à du *vert-de-gris* (sous-acétate de cuivre) lorsqu'il agit sur des bijoux dorés au trempé, tandis qu'il n'attaque pas ceux qui sont dorés au mercure ; c'est que l'objet doré au trempé peut être considéré comme un réseau dans lequel il existe beaucoup d'intervalles *non dorés*.

Dorure au trempé par le procédé de MM. Roseleur et Lanaux.

Pour préparer le bain, on dissout dans 5 litres d'eau 400 grammes d'un *pyrophosphate* soluble ; on ajoute 5 grammes d'or à l'état de chlorure aussi neutre que possible ; à peine ce bain commence-t-il à chauffer qu'on peut l'employer. La quantité de dorure obtenue par ce bain est presque le double de celle que fournit le procédé d'Elkington ; non pas que les pièces contiennent moins d'or, mais parce que le bain au pyrophosphate, avant de servir, n'a pas, comme celui d'Elkington, laissé déposer un *tiers* de son or, et qu'en outre ici on épuise complétement le



2e SÉRIE.

$$H^8C^6Az^2O^2 = C^2\left\{\begin{matrix}H^2\\H^5C^2\\H^3C^2\end{matrix}\right\}Az^2O^2 = \text{Biméthylurée.}$$

$$H^{12}C^{10}Az^2O^2 = C^2\left\{\begin{matrix}H^2\\H^5C^4\\H^5C^4\end{matrix}\right\}Az^2O^2 = \text{Biéthylurée.}$$

$$H^{24}C^{22}Az^2O^2 = C^2\left\{\begin{matrix}H^2\\H^{11}C^{10}\\H^{11}C^{10}\end{matrix}\right\}Az^2O^2 = \text{Biamylurée.}$$

Ces urées composées sont de fort beaux corps, cristallisables en prism volumineux, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool ; comme l'urée o dinaire, ils sont parfaitement neutres au papier de tournesol. Leu propriétés basiques vont en s'affaiblissant à mesure que leur molécu se complique, tandis que la méthylurée précipite immédiatement p l'acide azotique pour former l'azotate de méthylurée ; la combinaiso de l'acide azotique avec l'éthylurée, quoique possible, se fait cepe dant plus difficilement.

DE LA MÉLAÏNE (de μέλας, noir).

La mélaïne existe dans l'encre de sèche. Elle est pulvérulente, noire, in dore, insipide, décomposable par le feu à la manière de matières azotée insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther, soluble à froid dans l' cide sulfurique, d'où elle est précipitée par l'eau ; si l'acide est bou lant, il est décomposé et fournit de l'acide sulfureux. L'acide azotiq concentré la dissout avec dégagement de gaz bioxyde d'azote ; le *solutu* rouge brun se trouble par le carbonate de potasse et non par la p tasse. La potasse, la soude et l'ammoniaque, la dissolvent à chaud.

Préparation. On traite par l'eau l'encre de sèche desséchée, et laisse déposer, pendant une semaine entière, la poudre noire qui trouve suspendue dans le liquide préalablement décanté ; on épui cette poudre par l'eau, par l'alcool et par l'acide chlorhydrique, pu par un mélange d'eau et d'un peu de sesquicarbonate d'ammoniaqu le résidu constitue la *mélaïne*.

DE LA CANTHARIDINE. $H^7C^6AzO^6$.

La cantharidine, découverte par Robiquet dans les cantharide existe aussi dans toutes les espèces du genre *méloé*. Elle est sous for de lames micacées, incolores, inodores, fusibles à 210° ; chauffée

u plus fortement, elle se sublime en partie en petites aiguilles brillantes. Elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool bouillant, ns les huiles de térébenthine, d'amandes douces et d'olives, bouillantes. Les acides azotique et chlorhydrique la dissolvent, à l'aide de la aleur, sans altérer sa couleur, tandis que l'acide sulfurique chaud colore en la dissolvant. La potasse et la soude caustiques liquides u concentrées la dissolvent à froid. En appliquant sur la lèvre un mi-milligramme de cantharidine, Robiquet éprouva, au bout d'un art d'heure, une légère douleur, et bientôt après il se forma de ites cloches.

Préparation. On fait macérer les cantharides pulvérisées, avec de lcool à 36 degrés, pendant quelques jours, puis on verse ce mélange ns l'appareil de déplacement (celui qui a été décrit à l'occasion de cide tannique, voy. p. 359); lorsque le liquide est écoulé, on verse de uvel alcool jusqu'à ce qu'il passe peu coloré; alors, pour obtenir le uide qui est encore retenu dans les cantharides, on verse de l'eau ns l'appareil; cette dernière en chasse le véhicule employé; on disse les dissolutions obtenues jusqu'à ce que la cantharidine puisse cristiser par refroidissement; on traite de nouveau ces cristaux par l'al-l bouillant, dans lequel on a mis du charbon animal, et on a la tharidine parfaitement blanche (Thierry).

DE LA GUANINE. $H^5C^{10}Az^5O^5$.

a guanine existe dans le guano et dans les excréments des araignées. est jaune, cristalline, soluble dans les alcalis et dans les acides, c lesquels elle forme des composés peu stables, que l'on a assimilés sels. Traitée par un mélange d'acide chlorhydrique et de chlorate potasse, elle donne de l'acide *guanique,* $H^9C^{10}Az^4O^7,2HO$ (Unger).

DE LA PTYALINE.

a ptyaline existe dans la salive. Elle est solide, d'un gris blanchâtre, orphe, soluble dans l'eau, à laquelle elle donne de la viscosité et de consistance, insoluble dans l'alcool; sa dissolution aqueuse n'est nt troublée par l'ébullition; évaporée jusqu'à siccité, elle laisse une sse transparente, soluble de nouveau dans l'eau froide; cette dissoon n'est précipitée ni par les alcalis, ni par les acides, ni par le s acétate de plomb, ni par le bichlorure de mercure, ni par le tan-. La ptyaline, ainsi que l'a vu M. Mialhe, transforme promptement

l'amidon en dextrine et en glucose, ce qui lui a fait donner par ce ch
miste le nom de *diastase salivaire.* Je dirai, en parlant de la salive, q
ce fluide, non mélangé de mucus, ne change pas l'amidon en glucos
tandis que d'autres matières que la salive produisent ce changemen
ce qui ne justifie pas la nouvelle dénomination de M. Mialhe.

Préparation. M. Mialhe précipite la ptyaline de la salive humaine r
cente et filtrée par cinq ou six fois son poids d'alcool absolu. La pty
line, ainsi obtenue, constitue-t-elle réellement un principe immédia

DE LA PEPSINE (de πέψις, coction).

On a désigné aussi la pepsine sous les noms de *chymosine* et de *gast
rase.* Elle existe dans le suc gastrique. Sans prétendre qu'on l'ait obt
nue à l'état de pureté, et que, telle qu'on la connaît, elle constitue
véritable principe immédiat, je crois pourtant devoir exposer ici
que l'on sait de cette substance, qui joue évidemment un rôle importa
pendant la digestion stomacale. D'après Wasinan, elle est solide, jau
d'un aspect gommeux, inaltérable par l'humidité, soluble dans l'ea
insoluble dans l'alcool, susceptible de coaguler le lait sans le secou
d'un acide; elle agit sur les matières alimentaires comme les ferment
et perd toute son activité quand on la soumet à l'ébullition, et mêm
50°, d'après M. Blondlot. Elle n'est pas coagulée à 100°; on peut la co
geler, sans lui ôter son pouvoir digestif, pourvu qu'on la dégèle lent
ment et avec précaution. Le tannin et la créosote la précipitent, et
enlèvent sa faculté digestive; elle est également précipitée par plusie
sels métalliques; et, si l'on sépare par un acide les oxydes avec lesqu
elle s'était précipitée, elle reprend son pouvoir digestif. D'après Vo
fils, elle est formée de carbone 57,72, d'hydrogène 5,67, d'azote 21,0
et d'oxygène 15,52; c'est-à-dire qu'elle contient beaucoup plus de c
bone et d'azote qu'aucun des composés albuminoïdes.

Préparation. On fait digérer dans l'eau distillée à 40° ou 45° c
membrane glandulaire de l'estomac; au bout de quelques heures,
décante le liquide, on lave de nouveau la membrane, et on la traite
l'eau froide, jusqu'à ce qu'il se manifeste une odeur putride; on filt
et on verse dans la liqueur de l'acétate de plomb; il se forme un pré
pité de pepsine et de protoxyde de plomb; on le décompose par le
acide sulfhydrique; on filtre de nouveau; on évapore la liqueur à 35°
jusqu'en consistance sirupeuse, puis on ajoute de l'alcool, qui do
naissance à un précipité floconneux de *pepsine;* il ne s'agit plus qu
la dessécher. M. Payen a proposé de préparer la *gastérase,* qui n'est

la pepsine, en précipitant le suc gastrique par dix ou douze fois son ids d'alcool rectifié; le précipité, dissous dans l'eau et précipité de uveau par l'alcool, donne la pepsine.

DE LA DIFLUANE. $H^4C^6Az^2O^5$.

Elle est neutre, d'une saveur amère un peu salée, très-soluble dans au, insoluble dans l'alcool absolu, donnant de l'alloxane par l'acide tique. Elle est le résultat de l'action de l'eau bouillante sur l'acide oxanique.

DE L'URAMILE. $H^6C^8Az^3O^6$.

Ainsi que je l'ai déjà dit, elle est produite par l'action de l'acide orhydrique sur le *thionurate* d'ammoniaque. Elle cristallise en appes minces et dures; elle est peu soluble dans l'eau à chaud, et soluble à froid; elle se dissout dans l'ammoniaque et dans les alcalis stiques, d'où elle est précipitée sans altération par les acides. Sa solution ammoniacale se colore à l'air en rouge pourpre, et abandonne aiguilles cristallines d'un vert métallique. Une dissolution aqueuse de asse bouillante la décompose en acide *uramilique*. L'uramile, avec oxydes de mercure et d'argent, se décompose, à la température de ullition, en *murexide*, et réduit les oxydes à l'état métallique; par ide azotique, elle se change en alloxane.

Acide uramilique, $H^{10}C^{16}Az^5O^{15}$. — On l'obtient en traitant le thio-rate d'ammoniaque par l'acide sulfurique. Il est en cristaux prisma-mes ou en aiguilles soyeuses, beaucoup plus solubles dans l'eau illante que dans l'eau froide; il donne avec les bases des sels cris-isables.

DE LA MUREXIDE. $H^6C^{12}Az^5O^6$.

C'est encore à Prout que l'on doit la découverte de ce corps. Pour tenir, on dissout l'acide urique dans l'acide azotique étendu, et on apore la liqueur jusqu'à ce qu'elle prenne une teinte rouge pelure gnon, et qu'elle donne par l'ammoniaque en excès, après avoir été oidie à 70°, un précipité jaune glaireux; si le précipité était rouge, audrait continuer l'action de l'acide azotique; dans cet état, on nd de la moitié de son volume d'eau bouillante, et on la laisse re-dir. On la prépare plus facilement en dissolvant dans l'eau bouil-

lante 1 partie d'alloxane et 2,7 p. d'alloxanthine; dès que la liqueur e à 70°, on ajoute du carbonate d'ammoniaque, non en excès, et la mu rexide se dépose en prismes courts, à quatre pans, présentant un refl vert doré comme les ailes des *cantharides*. Elle est peu soluble dar l'eau froide, qu'elle colore en rouge pourpré magnifique; mais elle e facilement soluble dans ce liquide à 70°; elle ne se dissout ni dans l'a cool ni dans l'éther. Elle est soluble dans une dissolution de potass en produisant une superbe couleur bleue d'indigo, qui disparaît par chaleur. Les alcalis et les acides la décomposent en urée, en alloxan en alloxanthine et en *murexane*. L'eau bouillante la décompose en u matière jaune, gélatineuse. Une dissolution de murexide dans l'eau, 30° ou 35°, produit dans l'azotate d'argent un précipité rouge qui devie vert par la dessiccation.

DE LA MUREXANE. $H^4C^6Az^2O^5$.

Elle est en petites paillettes soyeuses, très-brillantes, incolores, i solubles dans l'eau et dans les acides étendus, solubles dans l'amm niaque et dans les alcalis, sans les neutraliser. Les vapeurs ammoni cales, au contact de l'air, lui communiquent une belle couleur rou et la changent en murexide; c'est comme l'orcine incolore, qui, da les mêmes conditions, donne de l'orcine colorée. Pour l'obtenir, chauffe la dissolution de murexide dans la potasse, jusqu'à ce que couleur bleue ait disparu; on ajoute alors un excès d'acide sulfuriq étendu, et la murexide cristallise.

DE LA CYSTINE (OXYDE CYSTIQUE). $H^6C^6AzS^2O^4$.

Elle existe dans certains calculs cystiques. MM. Baudrimont et Ma guti ont prouvé qu'elle contient du soufre. On l'obtient en dissolvant da l'ammoniaque les calculs cystiques pulvérisés, en filtrant et en évapora la cystine se sépare en petits cristaux incolores, inodores, insolub dans l'eau et dans l'alcool, facilement solubles dans l'ammoniaque dans les acides; on pourrait la considérer comme un alcali organiq faible, cependant ses combinaisons avec les acides sont peu stab Jetée sur les charbons ardents, la cystine développe une odeur alliac analogue à celle qu'exhale l'*acide arsénieux*.

DE LA XANTHINE (OXYDE XANTHIQUE OU ACIDE UREUX). $H^4C^{10}Az^4O^4$.

On la trouve dans certains calculs cystiques. Elle est blanche, peu so-
ɔle dans l'eau, soluble dans les carbonates alcalins, les alcalis caus-
ues, et l'acide sulfurique concentré. Elle ne diffère de l'acide urique
e par 2 équivalents d'oxygène en moins.

DE L'INOSINE. $H^{12}C^{12}O^{12},4HO$.

Elle existe dans la chair musculaire. Scherer, qui l'a découverte, l'as-
nile à tort au sucre; en effet, elle ne donne pas d'alcool en la sou-
ttant à l'action de la levûre de bière; elle fournit au contraire de
ide lactique et de l'acide butyrique, quand on la traite par la ca-
ne altérée. Elle cristallise en choux-fleurs efflorescents. A 100°, ils
dent environ 17 p. 100 d'eau; au-dessus de 210°, ils fondent en un
uide transparent qui, par un refroidissement rapide, se prend en
masse de cristaux prismatiques, lesquels, étant plus fortement
uffés, se décomposent en donnant des gaz inflammables. L'inosine
facilement soluble dans l'eau, et insoluble dans l'alcool absolu et
s l'éther. L'acide sulfurique concentré la colore en brun. Les acides
orhydrique et sulfurique étendus, ainsi que la potasse et l'eau de
yte, ne l'altèrent pas, même à la température de l'ébullition.
n retire l'inosine des eaux mères d'où la créatine s'est déposée (voyez
rn. de pharm., juillet 1850).

DE L'HYPOXANTHINE. $H^4C^{10}Az^4O^2$.

hypoxanthine existe, d'après Scherer, dans la rate humaine, et
out dans le cœur; elle est tellement abondante dans ce dernier or-
e, qu'il suffit, pour la voir se déposer, de laisser refroidir sa dé-
ion aqueuse. Elle est blanche, soluble dans 1,090 p. d'eau froide et
280 d'eau bouillante; cette dissolution est neutre au papier de
nesol. L'alcool bouillant en dissout une petite proportion. L'acide
rique la dissout sans coloration et sans dégagement de gaz. L'acide
ique la dissout avec dégagement de gaz, et la dissolution laisse dé-
r, par le refroidissement, des cristaux incolores difficilement so-
es dans l'eau froide. Le bioxyde de plomb la décompose à chaud,
dégagement de gaz, et il se sépare, à mesure que la liqueur se
oidit, des cristaux jaunes mamelonnés. On voit, dit M. Scherer,

que l'hypoxanthine a une relation de composition fort simple avec l'a-cide urique et l'oxyde xanthique.

On l'obtient en traitant par l'eau bouillante la rate hachée; la déco-tion contient, outre l'hypoxanthine, de l'acide urique (voy. *Journ. de pharm.*, juillet 1850).

DE L'ALANINE. $H^7C^6AzO^4$.

Lorsqu'on fait absorber à l'aldéhyde ammoniaque de l'acide cyanh-drique, on obtient l'*alanine*, homologue du glycocolle et de la leu-cine. Traitée par l'acide azoteux, elle se transforme en eau et en acide *lactique*, et il se dégage de l'azote (Strecker, *Journal de pharmacie*, septembre 1850).

SECTION DEUXIÈME.

DES PRINCIPES IMMÉDIATS ACIDES.

Ces acides sont l'acide urique, l'acide hippurique, l'acide rosacique, l'acide inosique, les acides cholique et choléique, les acides céré-brique et oléophosphorique, l'acide formique, et les acides chrénique et apochrénique.

De l'acide urique. $H^4C^{10}Az^4O^6$.

L'acide urique, découvert par Scheele, existe dans l'urine de l'homme et des animaux carnivores, dans un très-grand nombre de calculs uri-naires et dans les calculs arthritiques, et, suivant Masuyer, dans les concrétions ostéoformes des artères et des veines des goutteux; il con-stitue toute la partie blanche des excréments des oiseaux et la presque totalité de l'urine demi-solide des serpents. En général, l'urine normale de l'homme contient 1 partie d'acide urique pour 30 parties d'urée. Le *guano* (excréments d'oiseaux de mer), employé comme engrais, est presque uniquement formé d'urate d'ammoniaque (1). Il est blanc, insi-pide, inodore, dur, cristallisé en paillettes, rougissant à peine la tein-

---

(1) J'emprunte au beau travail de Liebig et Wœhler, sur l'acide urique, les principaux faits de son histoire.

ure de tournesol; il est plus pesant que l'eau. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il donne les mêmes produits que l'urée, savoir: de l'acide cyanique, de la cyamélide, de l'acide cyanhydrique, un peu de carbonate d'ammoniaque, et un résidu brun et charbonneux d'une matière très-riche en azote; toutefois l'acide cyanique hydraté et l'ammoniaque se trouvant dans le col de la cornue produisent de l'urée. Il est inaltérable à l'air; l'eau bouillante dissout $^1/_{1150}$ de son poids de cet acide, tandis qu'elle n'en dissout que $^1/_{1720}$ à la température de 15° à 16°; il est insoluble dans l'alcool et dans l'éther.

L'acide urique se dissout dans l'acide azotique étendu avec une vive effervescence; les gaz qui se dégagent renferment des volumes égaux d'acide carbonique et d'azote; la liqueur, concentrée, devient d'un beau rouge pourpre, surtout quand on ajoute un peu d'ammoniaque; cette matière rouge est un corps très-complexe, et non un acide particulier (acide purpurique), comme l'avaient admis plusieurs chimistes. *Cette coloration en rouge de l'acide urique par l'acide azotique et l'ammoniaque est le meilleur caractère pour le reconnaître.*

Si l'on chauffe une partie d'acide urique avec 4 d'acide azotique, d'une densité de 1,4, on obtient de l'*alloxane*; si l'on a employé 8 parties d'acide azotique et que l'on ait prolongé l'action, il s'est formé de l'acide *parabanique*. En traitant par l'*ammoniaque* une dissolution d'acide urique dans l'acide azotique, il se produit de la *murexide*. L'acide sulfurique concentré dissout l'acide urique, et l'abandonne de nouveau quand on ajoute de l'eau. Il est plus soluble dans l'acide chlorhydrique que dans l'eau. Le *chlore sec* à froid ne paraît pas altérer l'acide urique; à chaud, il se produit de l'acide chlorhydrique, du chlorure de cyanogène, et beaucoup d'acide cyanique. Lorsqu'on ajoute goutte à goutte de l'acide azotique à une dissolution aqueuse de *chlore* mêlée d'acide urique, on transforme celui-ci en *alloxanthine*. En faisant bouillir l'acide urique avec 32 parties d'eau, et en versant goutte à goutte de l'acide azotique dans la dissolution, on obtient aussi de l'*alloxanthine*. Fondu avec de l'hydrate de potasse, l'acide urique donne naissance à du carbonate et à du cyanure de potassium. Traité par l'oxyde puce de plomb, lorsqu'il est suspendu dans l'eau, il se transforme en *allantoïne*, en acides carbonique et oxalique, et en urée. Chauffé à 200°, avec un peu d'eau, il est décomposé, et il en résulte une masse jaune gélatineuse, qui possède plusieurs des propriétés chimiques de l'acide urique non modifié. Le borate neutre de soude à chaud dissout très-bien l'acide urique, et le laisse déposer par refroidissement (voy. *Allantoïne, Alloxane, Alloxanthine*, et tous leurs dérivés, aux pag. 657 et 661).

Préparation. Pour obtenir l'acide urique, on pulvérise les calculs urinaires ou les excréments des serpents, et on les fait bouillir dans une dissolution de potasse caustique jusqu'à ce qu'ils soient dissous; on filtre, et l'on ajoute un excès d'acide chlorhydrique, qui s'empare de la potasse et précipite l'acide urique; après avoir fait bouillir le précipité pendant un quart d'heure dans cet acide, on l'en sépare pour le laver.

Pour l'extraire des excréments des oiseaux, il vaut mieux employer le borax que la potasse caustique, car il dissout bien l'acide urique et enlève bien moins de matière animale.

L'acide urique se combine aux bases sans abandonner d'eau. Les urates des métaux de la première classe sont peu solubles dans l'eau froide, mais ils sont très-solubles dans l'eau bouillante; un excès d'alcali en augmente beaucoup la solubilité. Tous les urates sont décomposables par les acides, même par l'acide acétique. Plusieurs d'entre eux se forment dans l'économie animale.

De l'acide hippurique. $H^8C^{18}AzO^5, HO$.

On le trouve dans l'urine des mammifères herbivores, surtout lorsqu'ils sont nourris d'herbes fraîches, et dans celle des jeunes enfants et même dans celle de l'homme; il paraît aussi provenir d'une modification qu'éprouve l'acide benzoïque sous l'influence de l'action vitale chez les animaux carnivores. Il est en cristaux assez volumineux, demi-transparents, prismatiques à quatre pans, terminés par des sommets dièdres, d'une saveur légèrement amère. Quand on le chauffe, il fond en un liquide oléagineux sans diminution de poids; par le refroidissement, ce liquide se prend en une masse cristalline; chauffé plus fortement, il se change en acide benzoïque, qui se sublime, et en benzoate d'ammoniaque; il répand alors une odeur agréable qui se rapproche de celle de la fève tonka; il se forme en outre de l'acide cyanhydrique, une substance rouge qui a quelque analogie avec les résines, et il reste un charbon poreux. Cet acide est soluble dans 400 parties d'eau froide, plus soluble dans l'alcool, mais beaucoup moins dans l'éther.

M. Dessaignes a prouvé qu'en faisant bouillir sa dissolution aqueuse avec des acides énergiques ou avec du chlorure de chaux, il se transforme en glycocolle et en acide benzoïque :



$$\underbrace{H^8C^{18}AzO^5,HO}_{\text{Acide hippurique.}},\ 2\,HO = \underbrace{H^5C^{14}O^3,HO}_{\text{Acide benzoïque.}},\ \underbrace{H^4C^4AzO^3,HO}_{\text{Glycocolle.}}$$

L'acide sulfurique concentré le dissout à froid, ou par une douce chaleur, sans le noircir; mais si l'on chauffe au delà de 120° c., le mélange noircit, et il se sublime de l'acide benzoïque, pendant qu'il se dégage de l'acide sulfureux. L'acide azotique le transforme presque immédiatement en acide benzoïque; il est dissous, au contraire, sans altération par l'acide chlorhydrique.

Le bioxyde de manganèse, sous l'influence de l'acide sulfurique et de l'eau, donne, à l'aide de la chaleur, des acides benzoïque et carbonique et des sulfates d'ammoniaque et de manganèse. Bouilli dans l'eau avec de l'oxyde puce de plomb, il produit de l'acide carbonique et de la *benzamide*, formée aux dépens des éléments de l'acide hippurique, et que l'on peut considérer comme du benzoate d'ammoniaque, moins un équivalent d'eau.

Soumis à l'action de certains ferments, l'acide hippurique donne également de l'acide benzoïque; c'est ce qui explique comment l'urine de cheval, putréfiée et concentrée par l'évaporation, fournit économiquement de l'acide benzoïque; en effet, cette urine contient l'un de ces ferments.

On vient de voir combien il est facile de transformer l'acide hippurique en acide benzoïque, à l'aide d'une foule de réactions; l'inverse a lieu dans certains cas : que l'on avale, par exemple, des aliments mêlés d'acide benzoïque, l'urine ne tardera pas à contenir une quantité notable d'acide hippurique.

Préparation. On l'obtient en évaporant *doucement* l'urine fraîche de cheval ou de vache, jusqu'en consistance de sirop; on laisse refroidir, puis on y ajoute de l'acide chlorhydrique jusqu'à ce que la liqueur soit franchement acide; par le repos, l'acide hippurique cristallise, mais il est coloré; par plusieurs cristallisations successives, et à l'aide d'un peu de noir animal, on l'obtient tout à fait pur.

De l'acide rosacique.

Ce corps fut découvert par Proust, en 1798, dans les dépôts qui se forment accidentellement dans certaines urines humaines. Il est de couleur rose et soluble dans l'alcool à 40°; c'est même à l'aide de ce dissolvant qu'on parvient à le séparer de l'acide urique, avec lequel il est mélangé; il possède une réaction légèrement acide. Il a été peu étudié jusqu'à présent, et peut être regardé, d'après les recherches de Liebig, comme une substance analogue à celle qui est produite par

l'action de l'acide azotique sur l'acide urique, et qui fut désignée sous le nom d'acide purpurique.

De l'acide inosique. $H^6C^{10}Az^2O^{10}, HO$.

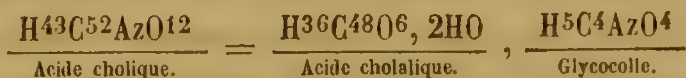
Cet acide existe dans les eaux mères du bouillon dont on a séparé la créatine (voy. 652). Il est incristallisable, d'une saveur de bouillon, très-soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool et l'éther; il précipite en vert bleu les sels de bioxyde de cuivre, tandis qu'il ne trouble pas les eaux de chaux et de baryte. Les inosates, chauffés sur une lame de platine, répandent une odeur de rôti en se décomposant.

DES ACIDES DE LA BILE.

Ces acides sont, d'après M. Strecker, l'acide cholique et l'acide choléique.

De l'acide cholique. $H^{45}C^{52}AzO^{12}$.

Il constitue la majeure partie de la bile, dans laquelle il existe à l'état de cholate de soude. Si on le fait bouillir avec de l'acide chlorhydrique ou de l'acide sulfurique étendus, il donne d'abord de l'acide *choloïdique,* et puis de la *glycocolle,* et de la *dyslysine.* Lorsqu'on le fait bouillir avec la potasse caustique, il se dédouble en acide *cholalique* et en glycocolle.



$$\underbrace{H^{43}C^{52}AzO^{12}}_{\text{Acide cholique.}} = \underbrace{H^{36}C^{48}O^{6}, 2HO}_{\text{Acide cholalique.}} , \underbrace{H^{5}C^{4}AzO^{4}}_{\text{Glycocolle.}}$$

Acide cholalique, $H^{36}C^{48}O^6, 2HO$. — C'est l'acide *cholique* de M. Demarçay. Il cristallise en tétraèdres ou en octaèdres à base carrée, d'un éclat vitreux, et alors il contient 6 équivalents d'eau; il a une saveur amère, avec un arrière-goût sucré. Il s'effleurit à l'air, en perdant son eau de cristallisation. Il est soluble dans 4,000 parties d'eau froide, dans 750 d'eau bouillante, et dans 48 d'éther. L'alcool le dissout très-bien. Chauffé à 200°, l'acide à 6 équivalents d'eau se transforme en acide *choloïdique,* et, à 300°, en *dyslysine* (voy. p. 657); il se dégage de l'eau; il se dissout dans les alcalis caustiques et dans les carbonates de potasse et de soude, mais sans donner des sels cristallisables. Pour obtenir le

cholalate de potasse cristallisé en aiguilles, il faut neutraliser par la potasse l'acide cholalique dissous dans l'alcool, et verser de l'éther dans la dissolution; par le même procédé, on peut obtenir des sels analogues avec la soude, l'ammoniaque, la baryte, et la chaux. Les cholalates solubles précipitent en blanc bleuâtre les sels de bioxyde de cuivre, et en blanc ceux de mercure et d'argent. Ils donnent, avec le chlorure de calcium, une gelée incolore, qui cristallise en aiguilles dès qu'on ajoute de l'alcool.

Acide choloïdique, $H^{36}C^{48}O^{6},3HO$. — Il est solide, blanc, inodore, fusible au delà de 150°, insoluble dans l'eau, quoi qu'il se ramollisse dans l'eau bouillante, peu soluble dans l'éther, et très-soluble dans l'alcool. Il ne perd pas d'eau lorsqu'il se combine avec les bases. Il donne avec la baryte un sel insoluble et amorphe, tandis que le chololate de baryte est soluble et cristallisable.

Acide cholonique, $H^{41}C^{52}AzO^{10}$. — Cet acide, déjà obtenu par Strecker en examinant l'action des acides sur l'acide cholique, a été étudié depuis par Mulder. Il est en aiguilles brillantes, insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool, et presque insolubles dans l'éther. Il forme avec la baryte un sel soluble. Il ne diffère de l'acide cholique que par les éléments de 2 équivalents d'eau. On peut l'obtenir en faisant bouillir pendant longtemps l'acide cholique avec de l'eau, ou même encore par le procédé de Mulder (voy. *Journ. de pharm.*, décembre 1849).

De l'acide choléique.

Il existe dans la bile à l'état de choléate de soude; on ne l'a pas obtenu pur; aussi sa composition est-elle inconnue; on sait seulement qu'il renferme une grande quantité de soufre. Lorsqu'on le fait bouillir avec des dissolutions alcalines, on le dédouble en acide cholalique et en *taurine*.

De l'acide hyocholique. $H^{43}C^{54}AzO^{10}$.

Il existe dans la bile de porc. Il est blanc, comme résineux, fusible dans l'eau chaude, très-peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, insoluble dans l'éther; il précipite les eaux de chaux et de baryte. Si on le fait bouillir pendant quelques jours avec de l'acide chlorhydrique, on obtient de la glycocolle et de *hyodyslysine*, $H^{38}C^{50}O^{6}$, homologue de la dyslysine. En faisant bouillir l'acide hyocholique pendant vingt-quatre heures avec de la potasse caustique, on donne naissance à de

la glycocolle et à de l'acide *hyocholalique,* $H^{40}C^{50}O^{8}$ (Strecker, *Journ. de pharm.,* décembre 1849).

De l'acide oléophosphorique.

Cet acide existe dans le cerveau, dans la moelle épinière, dans les nerfs, dans le jaune d'œuf, dans le foie, et probablement dans le sang; il forme la plus grande partie de la graisse cérébrale; il contient du phosphore. Il est sous forme d'une huile jaunâtre, visqueuse, insoluble dans l'eau et dans l'alcool froid, très-soluble dans l'alcool bouillant et dans l'éther. Si on le fait bouillir avec de l'eau, il se transforme en oléine et en acide phosphorique : cette transformation peut également être produite par plusieurs corps azotés, agissant comme des ferments. M. Gobley a vu, dans plusieurs circonstances, le même acide se changer en acide oléique et en acide phosphoglycérique; ces propriétés établissent une grande analogie entre l'acide oléophosphorique et les acides sulfogras, que l'eau décompose en acides gras et en acide sulfoglycérique. Les oléophosphates ont une consistance visqueuse et sont incristallisables.

De l'acide formique. $HC^{2}O^{3}$, HO.

L'acide formique, confondu pendant longtemps avec l'acide acétique, a été admis et rejeté tour à tour par les chimistes. Il existe dans les fourmis, et se forme dans plusieurs opérations chimiques; par exemple, lorsqu'on distille de l'acide oxalique, ou que l'on traite le *chloral* par la potasse, et surtout lorsqu'on chauffe de l'acide sulfurique et du bioxyde de manganèse, ou un acide métallique, avec de l'acide citrique ou de l'acide tartrique, du sucre, du ligneux, de l'amidon, de l'alcool étendu, etc. Il est un des produits organiques les plus oxygénés. Il est liquide à la température ordinaire, incolore, d'une odeur piquante, analogue à celle des fourmis qu'on irrite; dans un plus grand état de concentration, *il est très-corrosif* et déliquescent; il cristallise, au-dessous de 0°, sous forme de petites lamelles, et bout à 100° sous la pression de 0,76; alors sa densité est égale à 1,235. Sa vapeur est inflammable et brûle avec une flamme bleue. Il fume à l'air. Il ne peut exister libre sans un équivalent d'eau. En se combinant avec une quantité d'eau égale à celle qu'il contient déjà (20 pour 100), il forme un second hydrate, dont le point d'ébullition est de 106°, et la densité de 1,1104 à 15°; dans cet état, il ne cristallise pas même à 15° au-dessous de 0°.

Distillé avec son poids d'alcool, il présente les mêmes phénomènes que l'acide acétique, excepté qu'il se manifeste une odeur très-prononcée de noyau de pêche; le liquide obtenu dans le récipient a une odeur agréable, forte, analogue à celle de ces noyaux, et une saveur semblable, avec un arrière-goût de fourmis. L'acide formique est converti en eau et en acide carbonique par les acides oxygénants :



$$\underbrace{HC^2O^3,HO}_{\text{Acide formique.}},\ 2O = \underbrace{C^2O^4}_{\text{Acide carbonique.}},\ 2HO$$

L'acide sulfurique concentré le transforme, quand on le chauffe, en eau et en oxyde de carbone pur.

Formiates, MO,HC^2O^3. — Les bases, en se combinant avec l'acide formique, ne déplacent qu'un équivalent d'eau; d'où il suit qu'il est monobasique. Les formiates sont, en général, solubles dans l'eau; par un excès d'acide sulfurique concentré, ils se transforment à chaud *en gaz oxyde de carbone et en eau.* La potasse et la soude caustiques, un peu avant le rouge sombre, les changent d'abord en oxalates, puis en carbonates et en hydrogène. L'acide formique donne, avec la potasse et la soude, des biformiates; il fournit aussi avec la soude un formiate neutre, en prismes à base rhombe, que l'on emploie dans l'analyse pour réduire les oxydes métalliques. Il produit avec l'ammoniaque un sel qui, étant soumis à l'action de la chaleur, donne vers 180° de l'eau et de l'acide cyanhydrique. Il fournit avec la *magnésie* un formiate cristallin inaltérable à l'air, tandis que l'acétate de magnésie est gommeux et déliquescent. Le formiate de *plomb* est peu soluble, et ne contient pas d'eau de cristallisation; l'acétate, au contraire, est très-soluble, et renferme de l'eau : aussi suffit-il de verser de l'acide formique dans de l'acétate de plomb dissous, pour qu'il se produise des cristaux aiguillés brillants de formiate de plomb. Versé dans de l'azotate de *protoxyde de mercure* dissous, l'acide formique ne donne aucun précipité; mais, si on chauffe, il se précipite du mercure, et il se manifeste une vive effervescence; l'acide acétique, au contraire, fournit, avec le même sel, des écailles brillantes d'acétate de protoxyde de mercure. L'acide formique s'unit au *bioxyde de cuivre,* avec lequel il forme un sel cristallisable en prismes hexaèdres, d'un beau bleu verdâtre, efflorescents, et qui deviennent d'un blanc bleuâtre par la trituration; soumis à l'action de la chaleur, ce sel fond dans son eau de cristallisation, se dessèche, et passe au bleu; si on continue à le chauffer, il fournit un liquide aqueux, faiblement acide, d'une odeur piquante, qui ne contient pas d'huile em-

pyreumatique; il se dégage du gaz acide carbonique et du carbu d'hydrogène gazeux, et il reste dans la cornue du cuivre métalliq sans la moindre parcelle de *charbon ;* par simple ébullition, il rédu les sels d'argent et d'or avec dégagement d'acide carbonique; il ramè le bichlorure de mercure à l'état de calomel; l'*eau* dissout $1/8$ de ce se l'alcool n'en prend que $1/400$, tandis qu'il dissout $1/18$ d'acétate cuivre. Ces caractères suffisent pour établir une différence entre l'aci formique et l'acide acétique, avec lequel on avait voulu le confondr

L'*acide formique concentré* est un acide des plus corrosifs; il surpas beaucoup en cela l'acide sulfurique concentré : en effet, la plus peti goutte produit sur la peau l'impression d'un fer rouge; il se forme auss tôt une vésicule ou une plaie profonde fort lente à guérir.

On peut s'en servir pour désoxyder les oxydes et pour se procurer l métaux rares; il mérite, sous ce rapport, la préférence sur l'hydrogèn (Bruchner). Il est également employé à la préparation de l'éther for mique.

Préparation. On écrase les fourmis, on les arrose avec un peu d'eau et on exprime la masse; on sature le liquide avec un excès de carbona de potasse, puis on ajoute du sulfate de fer, qui précipite toutes les ma tières organiques; quand il ne se forme plus de précipité, on sature l liqueur avec de la potasse, on évapore le formiate de potasse jusqu siccité, et on le distille avec de l'acide sulfurique affaibli : l'acide for mique passe dans le récipient (Gehlen). Le procédé le plus avantageu pour obtenir cet acide consiste à distiller un mélange de 10 litres d'eau de 2 kilogrammes de sucre, de 6 d'acide sulfurique concentré, et de de bioxyde de manganèse; ce dernier corps fournit de l'oxygène a sucre (Dœbereiner). On le prépare aussi en chauffant 2 parties d'acid tartrique, 5 de bioxyde de manganèse, et autant d'acide sulfuriqu étendu de deux à trois fois son poids d'eau; on précipite le liquide ob tenu par l'acétate de plomb, et l'on décompose le formiate déposé pa l'acide sulfhydrique : cette opération exige de grandes précautions, ca la matière se boursoufle beaucoup.

Des acides chrénique et apochrénique.

Ces acides, découverts par Berzelius dans les dépôts ocreux de plu sieurs eaux ferrugineuses de la Suède, se trouvent particulièrement dan celle de Porla, où ils existent libres et à l'état de chrénate et d'apo chrénate de soude et d'ammoniaque. Ils sont formés d'oxygène, d'hy drogène, de carbone et d'azote, et paraissent devoir leur origine à l

utréfaction des matières organiques végétales azotées. L'acide *chré-que*, $H^{16}C^{14}AzO^{12}$, est presque incolore, sirupeux, incristallisable, une saveur acide astringente, soluble dans l'eau et dans l'alcool ab-lu. Il forme des sels en général peu solubles; il précipite l'acétate de ivre en blanc verdâtre, et l'azotate d'argent en jaune brunâtre, qui sse bientôt au rouge pourpre. Le chrénate de fer est très-soluble. acide *apochrénique* est brunâtre, d'une saveur astringente, peu soluble ns l'eau, plus soluble dans l'alcool absolu; il est précipité par le lorhydrate d'ammoniaque. Il forme, avec les bases, des sels bruns noirs insolubles dans l'alcool.

De l'acide xanthique. $H^5C^4O,2CS^2$.

Il est liquide à la température ordinaire et bien au-dessus; il a l'as-ect d'une huile transparente et incolore; son odeur est forte; sa sa-ur, d'abord acide, finit par être astringente et amère; il rougit le pier de tournesol. Il se couvre promptement d'une croûte blanche et aque lorsqu'il est en contact avec l'air; l'eau aérée le décompose en s-peu de temps; l'iode lui enlève l'hydrogène, avec lequel il forme de cide iodhydrique, et il se sépare un liquide oléagineux, d'abord d'un uge brun, et qui ne tarde pas à devenir jaunâtre; chauffé dans des isseaux fermés, il se décompose bien au-dessous de 100°, et il en ré-lte du sulfure de carbone et un gaz inflammable. Il brûle lorsqu'on pproche d'un corps en combustion, et répand une forte odeur d'a-le sulfureux. Il forme avec la potasse, la soude, la baryte, l'ammo-aque, des sels qui précipitent les sels de cuivre, de plomb, de mer-re, et de zinc.

Préparation. On l'obtient en traitant le xanthate de potasse par l'acide furique : on prépare ce xanthate en faisant réagir le sulfure de car-ne sur une dissolution alcoolique de potasse (voy. p. 131, et *Annales physique et de chimie*, t. XXI, p. 49).

Éther sulfoxycarbonique, $H^6C^4O,2C^2S^4O$. — En traitant le xanthate de mb par l'iode, il se forme de l'iodure de plomb et de l'*éther sul-xycarbonique*. Cet éther est en prismes incolores, d'une saveur âcre, alogue à celle de la moutarde, fusibles, à 28°, en une huile jaune. auffé à 100° ou à 120°, il perd la propriété de cristalliser par le re-idissement. Si l'on fait passer de l'ammoniaque dans une dissolu-n alcoolique d'éther sulfoxycarbonique, on obtient du soufre, du thate d'ammoniaque, et de la *xanthamide*.

Xanthamide, $H^7C^6AzS^2O^2$. — Elle est en pyramides rhombes et tron-

quées, à quatre pans, incolores, fusibles à 36°, difficilement soluble dans l'eau, très-solubles dans l'alcool et dans l'éther. Ces dissolution sont neutres, et ne précipitent ni par l'azotate d'argent, ni par l'acétat de plomb, ni par le sulfate de cuivre, ni par les sels de baryte. La dis solution alcoolique donne, au bout de quelques minutes, par le chlorur de platine, un composé jaune cristallin. A 175°, la xanthamide fourni du mercaptan et de l'acide cyanique volatils, et il reste de l'acide cya nurique dans la cornue. M. Debus, à qui l'on doit ces détails, considèr la xanthamide comme de l'éther sulfocarbamique ou comme de l'uré thane, dans laquelle 2 équivalents d'oxygène ont été remplacés pa 2 équivalents de soufre.

SECTION TROISIÈME.

DES BASES ALCALINES.

Il existe un certain nombre de substances dérivées des animaux qu jouissent de propriétés alcalines, et que l'on peut considérer jusqu'à u certain point comme des alcalis organiques. Ces substances, décrite déjà dans plusieurs parties de ce volume, sont la leucine, la canthari dine, la créatinine, la cystine, la glycocolle, la guanine, la sarcosine l'urée, et la xanthine.

DES CORPS DÉRIVÉS DU CYANOGÈNE.

Ces corps sont le sulfocyanogène, le mellon et ses dérivés, le méla et ses dérivés, l'acide sulfocyanhydrique, les sulfocyanures, l'acid persulfocyanhydrique, l'acide nitroprussique, et l'acide azulmique.

DU SULFOCYANOGÈNE OU DU CYANOXYSULFIDE.

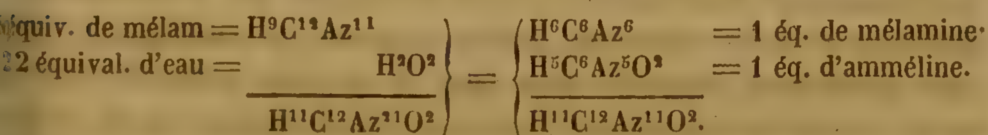

$C^8Az^4S^6O, 2HS.$

Le sulfocyanogène, considéré pendant longtemps comme un compo de soufre et de cyanogène, CyS2, contient de l'hydrogène. Il est jaun insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; à 200°, il se décompose et don du *mellon*. Si on le fait bouillir avec de la potasse, il fournit du sulf cyanure de potassium, du monosulfure de potassium, de l'hyposulfi de potasse, et de l'acide *thyocyanhydrique* jaune. Chauffé avec de l'am moniaque, si la température est suffisamment élevée, il donne

élam, de l'ammoniaque, de l'acide sulfhydrique et du sulfure de car-
one. On obtient le sulfocyanogène en faisant passer un courant de
lore à travers une dissolution de sulfocyanure de potassium ; ce sel
t décomposé en chlorure de potassium soluble et en sulfocyanogène
ui se dépose sous forme de flocons d'un beau jaune.

Du mellon, C^6Az^4.—Il est le résultat de la décomposition du sulfocya-
ogène chauffé au rouge, ou bien de l'action d'un courant de chlore
ır le sulfocyanure de potassium. Il est solide, pulvérulent, d'un jaune-
tron, insoluble dans l'eau, dans l'alcool, l'éther et les acides chlor-
ydrique et sulfurique étendus, soluble dans ce dernier acide concentré.
acide azotique et les alcalis le décomposent. Il se combine avec l'hy-
ogène et donne de l'acide *mellonhydrique*, HC^6Az^4. Il forme des mel-
nures avec les métaux. Chauffé avec du potassium, il s'y combine
ec dégagement de lumière. Il décompose l'iodure, le bromure et le
lfocyanure de potassium, et en chasse l'iode, le brome et le sulfo-
anogène.

Du mélam, $H^9C^{12}Az^{11}$. — Lorsqu'on chauffe au rouge un composé de
lfocyanogène et d'ammoniaque, ou bien un mélange de sulfocyanure
potassium et de chlorhydrate d'ammoniaque, on obtient du *mé-
m*, etc. (voy. *Sulfocyanogène*). Ce corps est pulvérulent, d'un blanc
isâtre, insoluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther. Par une ébulli-
on prolongée avec l'acide azotique ou chlorhydrique, ou bien avec de
potasse, le mélam se transforme en deux autres produits, la *mélamine*
l'*amméline*, qui constituent deux bases particulières. Cette métamor-
ose a lieu par la fixation de 2 équivalents d'eau ; en effet :



équiv. de mélam = $H^9C^{12}Az^{11}$
2 équival. d'eau = H^2O^2
$H^{11}C^{12}Az^{11}O^2$
=
$H^6C^6Az^6$ = 1 éq. de mélamine
$H^5C^6Az^5O^2$ = 1 éq. d'amméline.
$H^{11}C^{12}Az^{11}O^2$.

La *mélamine*, $H^6C^6Az^6$, est une base salifiable, découverte par M. Lie-
g ; elle cristallise en octaèdres rhomboïdaux anhydres, incolores,
ne saveur amère, très-peu solubles dans l'eau froide ou chaude, in-
lubles dans l'alcool et dans l'éther. Lorsqu'on l'expose à l'action de la
aleur après l'avoir desséchée, elle fond et se sublime en grande par-
sans altération. Tous les sels qu'elle forme avec les acides étendus
nt cristallisables, et offrent une réaction acide. Les acides la trans-
rment, au contraire, à chaud, en ammoniaque et en *amméline*.

L'amméline, $H^5C^6Az^5O^2$, est une seconde base susceptible de former
s sels que l'on obtient dans la liqueur qui surnage la mélamine, et

qui provient elle-même de l'action d'une dissolution de potasse sur l mélam; on traite cette eau mère par de l'acide acétique, qui sépar l'amméline sous forme d'un précipité gélatineux qu'on lave et que l'o redissout dans l'acide azotique, d'où on la précipite de nouveau par l carbonate d'ammoniaque. Elle est en aiguilles soyeuses, insolubles dan l'eau, l'alcool et l'éther, pouvant former, avec les acides, des sels cris tallisables.

Ammélide, $H^9C^{12}Az^9O^6$. — Elle est le résultat de l'action des acides o des alcalis étendus et bouillants sur la mélamine. Elle est blanche amorphe, insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, décomposable pa les acides et les alcalis, qui la changent en acide cyanique et en am moniaque.

Des sulfocyanures.

Il existe un certain nombre de composés analogues aux sels, qui pa raissent formés d'un sulfure métallique et de sulfure de cyanogèn CyS, et que l'on a désignés sous le nom de *sulfocyanures;* ils corres pondent aux cyanates MO, CyO avec cette différence que l'oxygène de l base et de l'acide de ceux-ci est remplacé par du soufre.

Sulfocyanure de potassium (voy. t. I, p. 506).

De l'acide sulfocyanhydrique. H,CyS^2.

On trouve cet acide, selon Gmelin, dans l'eau distillée des graine des crucifères. C'est un corps liquide, incolore, d'une acidité franche se décomposant facilement au contact de l'air ou par la distillation e plusieurs produits différents, parmi lesquels on remarque un corp jaune particulier, insoluble dans l'eau. Il ne peut exister à l'état an hydre. Lorsqu'on le soumet à l'action de l'acide azotique ou du chlore il perd son hydrogène, et est ramené à l'état de sulfocyanogène. I colore les sels de sesquioxyde de fer en rouge de sang. On l'obtient e décomposant le sulfocyanure de plomb par l'acide sulfurique faible, e ayant toujours soin de laisser dans la liqueur un excès de plomb qu l'on enlève par l'acide sulfhydrique, ou bien en décomposant le sulfo cyanure d'argent par l'acide sulfhydrique, après l'avoir suspendu dan dix ou douze fois son poids d'eau.

Sulfocyanhydrate d'ammoniaque.—Ce sel fond à 170°; à 270°, il se dé compose et fournit du soufre, du sulfure de carbone, de l'ammoniaque du sulfhydrate d'ammoniaque, et un corps cristallin qui paraît formé d sulfure de carbone et de sulfhydrate d'ammoniaque; il reste dans l

ornue une masse composée d'un *corps blanc*, de *sulfide d'alphène*, de
ılfide de *phalène* et de sulfide de *phélène*. Ces corps sont des multiples
e HCAz, combinés avec du soufre ou du sulfure de carbone. A 300°, le
ılfocyanhydrate d'ammoniaque donne du *sulfite d'argène*, $H^{16}C^{16}Az^{16}S$,
du poliène, $H^4C^4Az^4$; ce dernier, par l'action de la chaleur, se change
ı *glaucène*, HC^4Az^3.

De l'acide persulfocyanhydrique. CyS^2HS.

Il est en aiguilles cristallines, jaunes, solubles dans l'eau bouillante, us solubles dans l'alcool et l'éther. Chauffé à 140°, il donne du soufre du *sulfide de mélène;* à 150°, il fournit du *sulfide de xanthène;* à 160°, se produit, entre autres corps, du *sulfide de phaïenne*, tandis qu'à 180°, ı obtient du *sulfide de xuthène;* lorsque la température est plus éle-ée, vers 200° par exemple, on forme le sulfide de *leucène;* ces divers mposés contiennent du soufre; enfin à 300° on produit le *poliène*, $^4C^4Az^4$, qui ne contient point de soufre.

On prépare l'acide persulfocyanhydrique, en traitant une dissolution sulfocyanure de potassium par six ou huit fois son volume d'acide ılorhydrique concentré; l'acide se précipite sous forme d'aiguilles.

De l'acide nitroprussique. $Fe^5Cy^{12}Az^3O^3, 5H$.

M. Playfair a fait passer à chaud un courant de gaz bioxyde d'azote à avers une dissolution pure d'acide cyanhydrique ferruré, $FeH^2C^6Az^3$ oy. p. 504 du t. I), et il a obtenu *d'abord* l'acide hydroferricyanique rrocyanhydrique), $H^3Fe^2Cy^6$ (voy. p. 507 du t. I), et *puis* l'acide tro prussique. Cet acide est cristallisable, d'un beau rouge, d'une veur acide, et donne avec les bases les plus énergiques des sels très-lorés qui deviennent d'un beau pourpre lorsqu'on les mêle avec un ılfate alcalin. Le même chimiste, en traitant 2 équivalents de cya-ıre *jaune* de potassium et de fer par 5 équivalents d'acide azotique onohydraté étendu de son volume d'eau, a obtenu, avec plus de fa-lité, le même acide nitroprussique mêlé d'acide azotique, d'azotate potasse, de cyanure rouge de potassium et de fer, de *nitroprussiate* potasse, et d'une *substance blanche*, Cy, 2HO, analogue à l'oxamide ır ses caractères et par sa composition. Cette substance, modérément luble dans l'eau bouillante, volatile sans décomposition, est convertie ır les acides en acide oxalique et en ammoniaque (voy. *Journ. de harm.*, mai 1850).

De l'acide azulmique.

Boullay fils a décrit sous ce nom le corps noir charbonneux qui es le résultat de la décomposition du cyanogène dissous dans l'eau, de l'a cide cyanhydrique anhydre, du cyanhydrate d'ammoniaque, etc. J'a dit, à la page 126 du tome I, que ce corps paraît être formé de $H^8C^8Az^8O$ d'après MM. Pelouze et Richardson. Voici la description qu'en a donné M. Boullay fils. Il est solide, noir, spongieux, doué d'un reflet soyeu et comme velouté, susceptible, lorsqu'on le brise, de se diviser e feuillets dont la couleur, vue par transmission, est le brun rougeâtr Chauffé, il se décompose en cyanhydrate d'ammoniaque qui se sublime en cyanogène et en charbon; il n'est soluble ni dans l'eau ni dar l'alcool. L'acide azotique concentré le dissout à froid et prend une bel nuance rouge-aurore; l'eau trouble cette dissolution. Il est bien plu soluble encore dans les bases alcalines et dans l'ammoniaque. (Boulla fils, mars 1830, dissert. inaugurale.)

CLASSE DEUXIÈME.

DES PRODUITS IMMÉDIATS ET DES ORGANES DES ANIMAUX.

Lorsqu'on examine attentivement les diverses fonctions de l'économ animale, on voit que les aliments se transforment en chyle et en excr ments dans le canal digestif; que le chyle est absorbé, versé dans veine sous-clavière gauche, et changé en sang; enfin, que toutes l autres parties des animaux se forment aux dépens du sang. Ces notio me tracent l'ordre que j'ai à suivre dans l'histoire des matières an males composées.

DE LA DIGESTION.

Les aliments, après avoir été broyés dans la bouche, se mêlent av la salive et avec le mucus renfermés dans cette cavité, et arrivent da l'estomac, où ils se transforment en une matière molle comme de bouillie, connue sous le nom de *chyme;* celui-ci, au bout d'un certa temps, se change en *chyle* et en *excréments,* en vertu d'une *force* i connue et de l'action qu'exercent sur lui les sucs gastrique et pancré tique, la bile, et les sucs intestinaux. J'examinerai successivement salive et ces divers fluides, avant de faire connaître le rôle que chac de ces corps joue dans la digestion.

DE LA SALIVE.

On connaît deux sortes de salive : celle qui n'est pas mélangée avec le nucus buccal et qui provient directement du conduit de Sténon, et celle qui contient de ce mucus.

Salive non mélangée. — M. Mitscherlitz a vu, en examinant la salive parotidienne recueillie directement dans le conduit de Sténon, qu'elle est alcaline, et que si on l'évaporait dans le vide, on obtenait, pour 6 gr. et demi, un produit sec du poids de 1 gr. 121. Ce produit était formé de 0 gr. 281 de matières insolubles dans l'eau et dans l'alcool, de gr. 352 de matières solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool, et de 0,192 de matières solubles dans l'eau et dans l'alcool. Il a constaté que la soude libre contenue dans 100 gr.,5 de cette salive pouvait être évaluée à 0,153 ou 0,174, puisqu'il fallait, pour la saturer, de 0 gr. 196 à 0 gr. 223 d'acide. Cent parties de cette salive incinérée lui ont fourni une demi-partie de cendres dans lesquelles on a trouvé 0,180 de chlorure de calcium, 0,095 de potasse primitivement combinée à l'acide actique, 0,164 de soude, qui primitivement était, sans aucun doute, combinée avec le mucus, 0,017 de phosphate de chaux et 0,015 d'acide silicique.

M. Bernard a reconnu que la salive obtenue, en divisant le canal de Warthon de la glande sous-maxillaire des chiens, était gluante et filante comme du blanc d'œuf; tandis que celle qui provenait de la parotide des mêmes animaux était limpide et sans viscosité. D'après Simon, la salive parotidienne du cheval contiendrait une certaine quantité de matière caséeuse.

Salive buccale mélangée de mucus.—Elle est formée, chez l'homme, d'après Berzelius, de 992,9 d'eau, de 2,9 d'une matière animale particulière, qui a reçu le nom de *ptyaline;* de 1,4 de mucus, de 1,7 de chlorures de potassium et de sodium, etc., de 0,9 de lactate de soude et de matière animale, et de 0,2 de soude; le mucus de la salive retient beaucoup d'eau, quoiqu'il soit insoluble dans ce liquide; incinéré, il fournit beaucoup de phosphate calcaire et un peu de phosphate de magnésie.

Simon l'a dit composée de 991,225 d'eau, de 4,375 de *ptyaline* et de matière extractive, de 1,400 de mucus, d'albumine et d'épithélium, de 525 de graisse contenant de la cholestérine, et de 2,450 de matière extractive et de sels. Suivant Wright, elle serait formée de 988,1 d'eau, de 1,8 de *ptyaline,* de 0,5 d'acides gras, de 1,4 de chlorures de sodium et de

potassium, de 0,8 d'un composé d'albumine et de soude, de 0,7 de lactates de potasse et de soude, de 0,9 de sulfocyanure de potassium, sel déjà signalé par Tiedemann et Gmelin dans la salive de deux individus dont un ne fumait pas, de 0,5 de soude, et de 2,6 de mucus avec *ptyaline*. M. Donné pense qu'elle renferme aussi du chlorhydrate d'ammoniaque.

La salive buccale est un fluide inodore, insipide, transparent, visqueux, d'une densité de 1,004 à 1,008, susceptible de devenir écumeux par l'agitation; il verdit légèrement le sirop de violettes, car à l'état normal il est toujours alcalin. Abandonné à lui-même, il se sépare en deux parties, l'une liquide et l'autre solide; cette dernière est formée de mucus et de débris d'épithélium; étendue d'eau, la salive laisse également déposer peu à peu les mêmes matières (mucus).

Si, après l'avoir desséchée, on la traite successivement par de l'alcool pur et par de l'alcool aiguisé d'acide acétique, on dissout tous ces principes, excepté la *ptyaline* et le mucus; ces deux substances peuvent être aisément séparées l'une de l'autre par l'eau, qui dissout la première et qui n'agit pas sur le mucus. Abandonnée à elle-même, au contact de l'air, la salive se pourrit promptement en répandant une odeur d'abord ammoniacale, puis fétide, et en déposant des flocons grisâtres. Les acides la précipitent légèrement; les azotates d'argent, de plomb et de mercure, ainsi que le bichlorure de ce dernier métal, y font naître des précipités abondants. L'alcool et l'infusion alcoolique de noix de galle y déterminent des précipités moins abondants. Les alcalis ne la troublent pas. Le sesquichlorure de fer la colore souvent en rouge, ce qui tient à la présence du sulfocyanure de potassium.

La salive *buccale,* mise en contact avec de l'*amidon hydraté,* à la température de 35° à 40° c., transforme celui-ci en *glucose;* bientôt après on remarque tous les phénomènes des fermentations lactique et butyrique; les salives parotidienne et sous-maxillaire ne jouissent aucunement de cette propriété; d'un autre côté, on peut opérer la même transformation soit à l'aide du sérum du sang ou de la sérosité des hydropiques, soit à l'aide du liquide obtenu en laissant pendant quelque temps dans l'eau des membranes muqueuses. Que peut-on inférer de cette action remarquable de la salive buccale, relativement au rôle qu'elle joue dans la digestion? Si l'on considère d'une part que la transformation dont il s'agit *n'a pas lieu* pour les substances grasses et albuminoïdes, et d'autre part, que dès que la salive est devenue acide, elle ne tarde pas à le devenir quand elle est arrivée dans l'estomac, le changement de l'amidon en glucose ne peut guère avoir lieu que dans la bouche, et seulement pendant le temps excessivement court de

mastication et de la déglutition, on conclura que le rôle de la salive, comme agent chimique, doit être fort restreint pendant la digestion.

La salive de l'homme devient fréquemment acide pendant les maladies. Je ne crains pas d'avancer, dit M. Donné (voy. *Ann. de chim.*, décembre 1834), que dans les lésions de l'estomac, même les plus graves, lorsqu'il n'y a pas véritablement inflammation, la salive conserve son caractère alcalin, tandis que la gastrite, même assez légère, la fait passer à l'état neutre ou acide. J'ai vu plusieurs cas dans lesquels l'acidité de la salive a disparu rapidement pour reprendre son caractèr normal, à la suite d'un traitement antiphlogistique et d'un régime convenable; au contraire, il m'est arrivé, après avoir constaté l'état alcalin de la salive, de prévoir l'inefficacité des remèdes antiphlogistiques employés contre la maladie, qui n'était, dans ce cas, qu'un embarras gastrique, qu'un état saburral, que l'on guérissait facilement à l'aide d'un purgatif. Je n'ai pas encore rencontré un seul individu, ayant un bon appétit et digérant bien, avec la salive franchement acide.

Simon, de son côté, a vu la salive morbide contenir souvent de l'acide lactique, et quelquefois de l'acide acétique. Gmelin et Audouard de Béziers, ont trouvé du mercure dans la salive d'individus soumis à un treitement mercuriel, et Wright a reconnu, dans la salive d'un homme affecté de ptyalisme mercuriel, une quantité notable de mucus.

La salive de cheval a fourni à M. Lassaigne une matière animale soluble dans l'alcool, une matière animale soluble dans l'eau, de l'albumine, des traces de mucus, de la soude libre, des chlorures de sodium et de potassium, du carbonate et du phosphate de chaux.

DU SUC GASTRIQUE.

MM. Leuret et Lassaigne considèrent le suc gastrique des chiens, des canards, des crapauds et des lézards, comme un composé de 98 parties d'eau et de 2 parties d'*acide lactique,* de chlorhydrate d'ammoniaque et de chlorure de sodium, de matière animale soluble dans l'eau, désignée sous les noms de *chymosine,* de *pepsine* ou de *gastérase*, de mucus et de phosphate de chaux. On assigne généralement au suc gastrique la composition suivante : eau 999, phosphate de chaux, chlorhydrate d'ammoniaque et chlorure de sodium, matières organiques telles que mucus et *pepsine,* et acide lactique libre, 1. MM. Leuret et Lassaigne regardent comme inexactes les expériences qui avaient fait admettre au docteur Prout que l'acide libre du suc gastrique des lapins,

des lièvres, des chevaux, des veaux, des chiens et de l'homme atteint de dyspepsie, est de l'*acide chlorhydrique*. Ils combattent également l'opinion de Montègre, qui admettait deux sortes de suc gastrique: l'un, *putrescible*, alcalin, entièrement semblable à la salive; l'autre, acide, ne se putréfiant qu'avec difficulté, était de la salive digérée. Ils reconnaissent, avec Spallanzani, que le suc gastrique agit sur les aliments, les ramollit et les délaie (ouvrage cité). Si le suc gastrique a été trouvé quelquefois neutre, dit M. Donné, c'est parce qu'étant sécrété en petite quantité, lorsque l'estomac est à jeun, il est mêlé à la salive alcaline que l'on avale continuellement, et qu'il est, dans ce cas, neutralisé par elle.

MM. Bouchardat et Sandras, contrairement à l'opinion de MM. Leuret et Lassaigne, ont pensé que l'acide chlorhydrique existe dans l'estomac à l'état de liberté, et qu'affaibli, même à un millième, il dissout bien toutes les matières azotées nutritives, tant qu'elles sont crues, tandis que si elles sont cuites, elles ont besoin d'autres agents pour être dissoutes; l'un de ces agents serait, d'après Schwann et Wassmann, la *pepsine*, matière particulière qui serait secrétée dans l'estomac, et qui se trouverait des deux côtés de la ligne qui passe au milieu de la grande courbure, et qui s'étend depuis le pylore jusqu'au cardia; cette substance jouerait vis-à-vis des aliments azotés le même rôle que la diastase envers la fécule.

De son côté, M. Blondlot avait cru devoir attribuer l'acidité du suc gastrique au biphosphate de chaux, opinion qui a été combattue avec succès par MM. Bernard et Barreswil; ce dernier, partant de ce point que le suc gastrique contient de l'acide lactique, de l'acide chlorhydrique, de la soude, et une quantité de base insuffisante pour saturer les deux acides, se demande quel est celui des deux acides qui est libre, quel est celui qui est combiné, quel est celui qui s'est formé au moment de la sécrétion du suc gastrique; s'est-il produit de l'acide lactique qui s'est mêlé au chlorure de sodium, ou bien s'est-il formé de l'acide chlorhydrique qui se sera mêlé à un lactate? Il croit, avec raison, que l'acide produit est de l'acide lactique, et que la réaction acide du suc gastrique et ses propriétés sont dues à cet acide organique, et non à l'acide chlorhydrique (*Journ. de pharm.*, février 1850).

Quel rôle joue le suc gastrique dans la digestion stomacale? Il agit exclusivement sur les matières alimentaires azotées, et nullement sur les substances grasses et amidonnées, qui n'éprouvent de sa part aucune altération chimique. L'action de ce suc est due à l'acide libre et à la pepsine qu'il renferme; que l'on neutralise ce suc par une base, et il

perdra sa faculté digestive; qu'après on le rende de nouveau acide, il récupérera cette faculté; et pour ce qui concerne l'influence de la pepsine, que l'on fasse bouillir ce suc, la pepsine sera détruite, et quoique le suc reste acide, il n'aura plus la faculté digestive. Maintenant faut-il absolument que l'acide qui donne au suc gastrique cette faculté soit l'acide lactique? Non, certes; tout autre acide agirait de même: en sorte que si, à la suite d'alimentations variées, l'acide lactique du suc gastrique venait à déplacer l'acide d'un des sels contenus dans les aliments, l'acide du sel mis à nu donnerait au suc gastrique, aussi bien que l'acide lactique, la faculté de digérer les matières azotées.

DE LA BILE.

La bile est sécrétée par le foie.

Bile de bœuf.—Cette bile est presque entièrement composée, d'après les expériences récentes de M. Strecker, d'eau, de *cholate* et de *choléate* de soude (voy. p. 676), de petites quantités de cholestérine, d'acides gras, tels que l'acide oléique et l'acide margarique, et de sels à base de potasse, d'ammoniaque et de magnésie. On y trouve aussi du mucus et deux matières colorantes: l'une, verte, la *biliverdine;* l'autre, orangée, la *bilifulvine* de Berzelius. Ce savant et Muller admettent, dans la bile fraîche, l'existence d'une substance qu'ils ont désignée sous le nom de *biline;* suivant eux, la bile fraîche se composerait de biline et de bilifellate de soude, sel qui prendrait naissance par la décomposition de la biline en présence du carbonate de soude. Berzelius admet en outre, dans la bile fraîche, les acides fellique et cholinique, et dans la bile ancienne, outre les acides bilifellique, fellique, et cholinique, les acides fellanique, cholanique et cholique. D'après Liebig, la bile serait essentiellement constituée par du *biliate de soude.* Avant les travaux de ces chimistes, on avait assigné à la bile de bœuf la composition suivante: 1° une substance ayant l'odeur de musc; 2° de la cholestérine; 3° de l'acide oléique; 4° de l'acide margarique; 5° de l'acide choléique; 6° de la *taurine;* 7° un principe sucré qui n'est autre chose que de la glycérine (Rousseau), et connu sous le nom de *picromel;* 8° une matière colorante, qui, étant dissoute dans la potasse, devient d'abord verte, puis bleue, violette et rouge; si on sature l'alcali par de l'acide azotique, cette dernière couleur disparaît bientôt après, et le liquide devient jaune; 9° une substance analogue au gluten; 10° du caséum; 11° une matière gomme salivaire; 12° de l'albumine; 13° du mucus de la vésicule; 14° une substance extractive insoluble dans l'alcool; 15° des sels qui

sont du bicarbonate, de l'acétate, de l'oléate, du margarate, du choléate, du sulfate et du phosphate de potasse et de soude, du chlorure de sodium, du phosphate de chaux, et un peu de carbonate d'ammoniaque ; 16° une grande quantité d'eau.

M. H. Demarçay, à l'instar des anciens chimistes, a considéré la bile comme un savon de soude formé par l'acide choléique et par les autres acides gras qu'elle renferme.

On voit par cette énumération combien les chimistes ont eu des opinions différentes sur la composition de la bile de bœuf; l'analyse de M. Strecker est évidemment celle qui inspire le plus de confiance. La *résine biliaire* de M. Thénard est un produit de la décomposition que subissent les acides choléique et cholique par les acides; d'après Chevreul, elle serait formée d'acides margarique et oléique, d'un corps gras, non acide, et de trois matières colorantes. Le *picromel* de M. Thénard est un composé d'acide oléique et margarique, d'une matière amère, alcaline, et d'un principe sucré (Braconnot). La *taurine* et la *dyslysine* sont le résultat de l'action de l'acide chlorhydrique sur la bile ; la taurine se produirait aussi aux dépens de l'acide choléique, quand on le traite par un alcali.

La bile est sous forme d'un liquide plus ou moins consistant, limpide ou troublé par la *matière jaune*, d'une couleur verdâtre, d'une saveur excessivement amère et légèrement sucrée, et d'une odeur nauséabonde faible, analogue à celle de certaines matières grasses chaudes ; son poids spécifique est de 1,026 à 6° ; sa réaction est souvent alcaline, quelquefois neutre, et dans quelques cas, acide au papier de tournesol.

Chauffée dans des vaisseaux fermés, la bile se trouble, produit de l'écume, et fournit un liquide ayant l'odeur de musc, volatil, incolore, susceptible de précipiter l'acétate de plomb en blanc, et qui paraît contenir une matière organique ; bientôt après, elle se trouve desséchée et porte le nom d'*extrait de fiel*. Cet extrait est solide, d'un vert jaunâtre, et doué d'une saveur amère et sucrée ; il attire légèrement l'humidité de l'air, se dissout presque en entier dans l'eau et dans l'alcool, et fond à une légère chaleur. Si on le chauffe fortement, il se décompose à la manière des substances azotées ; mais il fournit peu de carbonate d'ammoniaque et laisse un charbon très-volumineux, contenant de la soude et les différents sels de la bile.

Lorsqu'on fait arriver un courant de *chlore* à travers la bile, ce liquide perd sa couleur et son odeur en passant successivement du bleu d'azur au jaune obscur, et enfin au blanc laiteux ; une matière blanchâtre, composée d'une substance grasse et d'un principe colorant, se dépose. L

liqueur contient, suivant M. Matteucci, un composé de chlore et des autres éléments de la bile, composé qui ressemble sous *presque* tous les rapports à la matière que l'on nommait autrefois *résine biliaire*. M. Matteucci le désigne sous le nom d'acide *chlorobilique*, et l'obtient en dissolvant dans l'alcool la liqueur dont je parle, et en la faisant évaporer. (Voy. *Journal de chimie médicale*, 1831.)

Exposée à l'air, la bile s'altère peu à peu, et finit par se pourrir sans répandre une odeur très-désagréable; il se dégage de l'ammoniaque et il se dépose de l'acide *choloïque*, si l'action de l'air a été très-longue; si elle n'a guère duré qu'un mois, on obtient un corps composé de deux équivalents d'acide fellique et d'un d'ammoniaque.

L'eau s'unit parfaitement avec elle. L'alcool en sépare une matière jaune. Les *acides* en précipitent une matière jaune, sorte de mucus; si on filtre, la liqueur a perdu sa viscosité et peut être précipitée de nouveau par ceux des acides qui précipitent l'albumine, pourvu qu'ils soient employés en quantité suffisante.

En abandonnant pendant douze ou quinze jours à lui-même un mélange d'acide sulfurique et de bile, après l'avoir agité jusqu'au point où la masse est devenue jaune, il se dépose une matière jaune, et le liquide reste d'un beau vert; si on sature ce liquide par la potasse, qu'on évapore à siccité après filtration et qu'on traite le résidu par l'alcool, on obtient une substance à laquelle M. Matteucci a donné le nom de *substance verte sucrée de la bile*. Cette matière serait d'un beau vert, d'une saveur sucrée comme celle de la réglisse, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; le chlore détruirait sa couleur.

Lorsqu'on maintient, à la température de 40°, de la bile *légèrement acidulée* par de l'acide chlorhydrique, on obtient un acide en longues aiguilles isolées, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, se colorant en violet par un mélange d'acide sulfurique et de sucre. Cet acide, composé de 46,96 de carbone, de 15,90 d'hydrogène, de 3,21 d'azote et de 33,93 d'oxygène, avait reçu le nom de *cholique* par Plattner et Gmelin. L'acide chlorhydrique *concentré*, en agissant sur la bile, donne de la *dyslysine* et les acides fellique et *cholinique* de Berzelius.

L'acide azotique fournit, avec la bile, des corps volatils et d'autres qui sont fixes; les premiers sont les acides caprique, caprylique, valérianique, butyrique, et une huile pesante qui se dédouble facilement en acide *nitrocholique*, $HC^2Az^4O^9,HO$, et en *cholacrol*, $H^5C^8Az^2O^{13}$ (voy. p. 557). Les corps fixes sont les acides *choloïdanique* et *cholestérique*.

L'*acétate* de plomb donne, avec la bile, un précipité que M. Strecker considère comme du cholate de protoxyde de plomb, et que les chi-

mistes avaient cru jusqu'alors formé d'oléate et de margarate de plomb, de matières colorantes, et de traces de sulfate et de phosphate de plomb. Si, après avoir épuisé l'action de l'acétate de plomb, on filtre, et qu'on verse dans la liqueur filtrée de l'acétate de plomb tribasique, on obtient un précipité fort abondant de choléate de plomb, suivant M. Strecker, et que l'on avait regardé comme formé de cholestérine et de la substance sucrée à laquelle M. Thénard avait donné le nom de *picromel*.

Si on mêle la bile avec les deux tiers de son volume d'acide sulfurique concentré, et que l'on ajoute quatre ou cinq gouttes d'une dissolution de sucre de canne faite avec une partie de sucre et 5 parties d'eau, le liquide deviendra *d'un beau violet*, pourvu que l'on empêche la température de s'élever (Pettenkofer). Par un mélange d'acide azotique et d'acide hypoazotique, la bile passe au vert, au bleu, au violet, au rouge et au jaune.

Les liqueurs qui proviennent de l'action des acides sur la bile renferment de la *taurine* (voy. p. 656).

La potasse, la soude et l'ammoniaque, loin de troubler la bile, la rendent plus transparente et moins visqueuse. Si l'on chauffe de la bile avec de la potasse, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'ammoniaque, et que l'on verse de l'acide acétique dans la liqueur, il se précipite des cristaux d'acide choloïque, ainsi nommé par M. Demarçay.

La bile jouit de la propriété de dissoudre plusieurs matières grasses: aussi les dégraisseurs s'en servent-ils pour enlever la graisse qui salit les étoffes de laine.

Acides fellique et cholinique. — Ils ont une saveur amère; ils sont peu solubles dans l'eau, fusibles dans l'eau bouillante, solubles dans l'alcool et moins solubles dans l'éther. Ils sont formés de $H^{36}C^{50}O^{6}$ et de 4HO pour l'acide fellique, et de 2HO pour l'acide cholinique.

Acide choloïdanique, $H^{12}C^{16}O^{7}$. — Il est en aiguilles prismatiques longues et solubles dans l'eau.

Acide choloïque, $H^{36}C^{50}O^{6}$,5HO. — Il est en pyramides quadrangulaires, très-peu solubles dans l'eau, solubles dans l'alcool et l'éther, rougissant le tournesol et décomposant les carbonates. Les choloates alcalins sont solubles dans l'eau, tandis que les autres sont insolubles.

Bile humaine. — Suivant M. Thénard, elle serait formée, sur 1100 parties, de 1,000 parties d'eau, de 42 d'albumine, de 41 de résine, de 2 à 10 parties de matière jaune, de 5,6 de soude, de 4,5 de phosphate et de sulfate de soude, de chlorure de sodium, de phosphate de chaux et d'oxyde de fer. D'après Berzelius, elle ne renfermerait ni huile ni résine; mais une matière analogue aux résines, soluble dans l'eau et

dans l'alcool, très-peu de soude et de mucus de la vésicule. Suivant Cadet, la bile humaine contiendrait de l'acide sulfhydrique. Dans un travail publié en 1818, M. Chevallier établit que la bile cystique renferme une petite quantité de cette matière sucrée à laquelle M. Thénard avait donné le nom de *picromel;* du moins il en a retiré de la bile d'une femme morte de phthisie pulmonaire, et de celle de plusieurs syphilitiques. On a trouvé, dans la bile de plusieurs cadavres d'individus atteints de différentes maladies, de la *cholestérine,* des acides *margarique* et *oléique,* et une matière rouge qui existe dans le sérum du sang des enfants attaqués d'endurcissement du tissu cellulaire. D'après M. Thénard, dans la *chlorose,* la bile perd ses caractères et se transforme en un liquide albumineux. Je pourrais faire connaître d'autres analyses, différentes sous plusieurs rapports, de celles dont je viens de parler; mais je suis persuadé que toutes ces analyses sont inexactes et incomplètes, et que, dans un très-grand nombre de cas, la différence des résultats tient à ce que le liquide analysé n'était pas le même: du moins je puis affirmer, après avoir analysé la bile d'individus morts à la suite d'apoplexies, de fièvres putrides, d'entérites, etc., ne l'avoir jamais trouvée identique; j'ai même observé entre ces liquides des différences assez frappantes. Il serait très-important pour la chimie pathologique d'avoir, pour point de départ, des analyses bien faites de la bile d'individus guillotinés ou fusillés dans l'état de santé; on pourrait alors leur comparer les résultats obtenus jusqu'à présent par les différents chimistes, sur la bile provenant de personnes malades, et certes le domaine de la science s'agrandirait. Hahnemann parle, à la vérité, de la bile d'un individu fusillé dans l'état de santé, qui donna, par l'alcool et par les acides, un *coagulum* semblable aux calculs biliaires, qu'il appela *gluten;* mais il suffit de ce simple énoncé pour juger combien ce travail est loin d'être satisfaisant. Je ne doute pas, à l'exemple de Boerhaave, de Morgagni, etc., que la bile ne contracte quelquefois des qualités âcres, irritantes, qui doivent nécessairement influer sur le développement et l'intensité des symptômes que l'on observe dans certaines maladies.

La bile humaine est verte, d'un brun jaunâtre, rougeâtre, ou incolore; sa saveur n'est pas très-amère; elle est rarement limpide, et tient souvent en suspension une matière jaune. Chauffée, elle se trouble et répand l'odeur du blanc d'œuf. L'extrait de cette bile se décompose comme le précédent lorsqu'on élève fortement sa température. Les acides la précipitent; le *sous-acétate de plomb* la fait passer au jaune. Les observations microscopiques faites par M. Gruby le portent à penser que la

bile existe dans le foie sous forme de petits globules analogues à ceux des matières grasses, et que l'affection connue sous le nom de *foie gras* est le résultat d'une altération de la bile hépatique dans les cellules mêmes du foie.

Quel rôle joue la bile pendant la digestion intestinale? Mon ami le professeur Bérard, dans une leçon intéressante sur la bile, établit: 1° qu'il se forme du chyle sans le concours de la bile, et qu'il ne paraît pas que ce chyle diffère beaucoup de celui qui se produit dans les circonstances normales; 2° que la bile n'est pas l'organe exclusif de la dissolution des corps gras, sans pourtant qu'on puisse lui refuser toute action dans la digestion de ces principes; 3° qu'elle empêche probablement de fermenter les matières organiques chymifiées ou non chymifiées, et notamment le sucre qui se produit dans le canal intestinal; 4° qu'elle excite le mouvement péristaltique et les sécrétions du canal intestinal; 5° que la bile pure, sans mélange de suc pancréatique, n'altère point la viande crue ou cuite, le pain, les fruits, etc., tandis que le contraire a lieu si elle est mêlée au suc pancréatique; 6° qu'elle digère le pancréas avec une extrême facilité, aussi bien sur le vivant que sur le cadavre (Bernard); 7° que par sa réaction sur le chyme, on obtient des flocons ou filaments blancs, produits excrémentiels qui seraient infailliblement résorbés, au détriment de l'économie, s'ils parcouraient le canal intestinal à l'état de dissolution; 8° qu'il se pourrait bien que certaines parties récrémentitielles de la bile fussent résorbées à l'état de combinaison avec l'aliment, puisqu'on croit avoir constaté que la proportion des principes biliaires contenus dans les fécès ne répond pas à la quantité de bile sécrétée. (Cours de physiologie, 1850.)

On sait, en outre, qu'on ne trouve jamais l'acide choléique dans les excréments; qu'est devenu cet acide, a-t-il été décomposé ou reporté dans le sang? C'est ce qu'il n'est pas encore permis de préciser.

Bile des foies gras. — M. Thénard n'a trouvé que de l'albumine dans la bile provenant de foies dont les $^5/_6$ étaient formés par de la graisse; quelquefois aussi, lorsque la maladie était moins avancée, la bile était composée de beaucoup d'albumine et d'un peu de résine.

Bile d'un individu atteint d'une fièvre bilieuse grave, avec ulcération de la membrane muqueuse intestinale. — J'ai trouvé dans cette bile environ 96 d'une matière comme résineuse, 3 de soude, et 1 de sels; la matière résineuse était évidemment altérée, car elle avait une saveur excessivement amère et *âcre :* il suffisait d'en mettre un atome sur la lèvre pour faire naître des ampoules très-douloureuses. Morgagni fait mention, dans ses ouvertures cadavériques, de la bile d'un individu

mort subitement, dont l'âcreté était telle, qu'il suffit de piquer deux pigeons avec la pointe d'un scalpel qui en contenait un peu pour les faire périr subitement...

Bile d'ours. — Elle renferme une quantité notable de cholestérine, des acides margarique, oléique, etc.

Bile de porc. — Elle contient, d'après MM. Strecker et Gundlach, 88,8 p. % d'eau, de l'acide hyocholique, une petite quantité d'un acide sulfuré, et une base organique sulfurée. L'acide sulfuré se transforme, par l'action des alcalis, en *taurine* et un acide azoté analogue à l'acide choléique, et que l'on pourrait appeler *hyocholéique.* La base sulfurée fournit des sels solubles dans l'eau et pour la plupart dans l'alcool; elle forme, avec le chlorure de platine, un sel double bien cristallisé. La bile de porc est visqueuse, d'un jaune tirant sur le brun, d'une saveur d'abord douceâtre, puis très-amère.

Bilé de chien. — Elle renferme principalement du choléate de soude. Décomposée par l'eau de baryte, après avoir été purifiée par l'alcool et l'éther, elle fournit de l'acide cholalique et de la taurine, sans mélange de glycocolle.

Bile de mouton. — Elle a beaucoup d'analogie avec la précédente; toutefois elle est plus colorée, et lorsqu'on la décompose par les alcalis, elle donne, outre l'acide cholalique et la taurine, un peu de glycocolle.

Bile des oiseaux. — Elle est composée d'eau, de beaucoup d'albumine, d'une matière très-amère, très-âcre et peu sucrée, d'un atome de soude, de résine et de différents sels : du moins telle est la composition de la bile de canard, de poule, de chapon et de dindon.

Bile de poisson (turbot, cabillaud, brochet, perche, etc.). — Elle contient de la cholestérine, une huile, beaucoup d'acide choléique, et un peu d'acide cholique, combinés avec la *potasse* et la soude. Les cendres des biles de poissons de mer renferment principalement de la potasse; tandis que la soude est contenue, en quantité proportionnellement plus grande, dans les cendres des biles de poisson d'eau douce: ce résultat paraîtra extraordinaire. (Strecker, *Journ. de pharm.,* décembre 1849.)

La bile de *raie* et de *saumon* est d'un blanc jaunâtre, celle de carpe et d'anguille est très-verte et très-amère.

DU SUC PANCRÉATIQUE.

Le suc pancréatique du *chien* a fourni à MM. Tiedemann et Gmelin 91,28 d'eau, et 8,72 de matières solides contenant de l'osmazome, une

matière qui rougit par le chlore, une matière analogue à la caséine, et probablement associée à la matière salivaire, beaucoup d'albumine constituant environ la moitié du résidu sec et des sels. Il existe aussi, dans ce suc, de la *ptyaline ;* du moins est-il que MM. Bouchardat et Sandras ont vu ce suc transformer l'amidon en glucose (voy. *Ptyaline*, p. 667). Cent parties des matières solides incinérées donnèrent 8, 28 de cendres consistant en une grande quantité de carbonates alcalins, en chlorures des métaux dits alcalins, en une petite proportion de phosphates et de sulfates à base alcaline, et surtout à base de soude, et en une très-petite quantité de carbonate et de phosphate de chaux. Le suc pancréatique de la *brebis,* visqueux et abondamment coagulable par la chaleur et par les acides énergiques, fournit aux mêmes expérimentateurs 94,81 d'eau, et 5,09 de parties solides, analogues aux matières solides retirées du suc pancréatique du chien ; elles ne contenaient pas toutefois la matière qui rougit par le chlore. Cent parties de matières solides incinérées laissèrent 2,97 de cendres.

Il résulte de ces analyses que le suc pancréatique diffère notablement de la salive, et que si MM. Leuret et Lassaigne avaient cru le contraire, c'est qu'ils avaient analysé le suc pancréatique du cheval *altéré* par suite de l'opération laborieuse qu'ils lui avaient fait subir, et du malaise qu'il avait éprouvé.

Le suc pancréatique *normal du chien,* c'est-à-dire celui qui est sécrété aussitôt après l'opération qu'il a fallu faire pour se le procurer, et avant que le pancréas soit devenu malade, est un liquide limpide, incolore, visqueux et gluant, inodore, d'une saveur salée analogue à celle du sérum du sang, coulant par grosses gouttes perlées ou sirupeuses, et moussant par l'agitation. Il est coagulé par la chaleur et précipité par les acides sulfurique, azotique et chlorhydrique concentrés, par les sels métalliques, les alcools vinique et méthylique. Les acides acétique, lactique et chlorhydrique étendus, ainsi que les alcalis, ne le précipitent pas. Quelle que soit l'analogie qui existe entre les propriétés du suc pancréatique et celles de l'albumine, l'action de ces deux corps sur les matières alimentaires, pendant la digestion, est on ne peut plus différente. En effet, M. Bernard a prouvé, par une série d'expériences ingénieuses : 1° *que le suc pancréatique possède, en dehors de l'animal, la propriété d'émulsionner instantanément, et d'une manière complète, les matières grasses neutres, et de les dédoubler en acides gras et en glycérine ;* 2° *qu'il est destiné, à l'exclusion de tous les autres liquides intestinaux, à digérer les matières grasses neutres contenues dans les aliments, et à permettre, de cette manière, leur absorption*

ultérieure par les vaisseaux chylifères. Or, l'albumine ne produit rien de pareil. J'ajouterai que la matière du suc pancréatique, coagulée par l'alcool absolu, puis desséchée à une douce chaleur, se dissout facilement et complétement dans l'eau; tandis que l'albumine, traitée de la même manière, ne se dissout pas d'une manière semblable (*Journ. de pharm.,* mai 1849).

Il importe, lorsqu'on fait des recherches sur le suc pancréatique, de savoir que ce liquide est très-facilement altérable à 40° ou 45° c., et qu'il perd la plupart de ses propriétés; aussi M. Bernard a-t-il eu soin d'agir sur du suc pancréatique frais.

DES SUCS INTESTINAUX.

On désigne sous ce nom un mélange de sucs fournis par les tubes de Lieberkuhn, de fluide perspiratoire exhalé par les artères des intestins, et de mucus intestinal plus ou moins visqueux, entraînant avec lui les cellules d'*épithélium* cylindrique; mais comme les sucs intestinaux sont mélangés de bile, de suc pancréatique, etc., il est évident qu'il a été impossible d'étudier les sucs intestinaux à l'état de pureté. Les sucs intestinaux, tels qu'ils ont pu être examinés, sont acides dans le duodénum, et leur acidité va en diminuant jusqu'au bas de l'iléum, où souvent même elle est remplacée par un état alcalin. D'après M. Bernard, ils seraient acides dans la digestion des viandes et de la graisse, et alcalins dans la digestion des matières sucrées amylacées et herbacées; cette assertion ne s'accorde guère avec les expériences de Tiedemann et Gmelin, qui, après avoir nourri des chiens avec du sucre exclusivement, ont vu que le contenu de l'intestin grêle était acide du haut en bas. On ne peut pas dire d'une manière absolue que les matières amylacées soient toujours transformées en glucose dans les intestins grêles, car cela n'a pas lieu chez l'homme et chez les carnivores auxquels on a fait prendre de l'amidon *cru;* mais si la fécule a été donnée *cuite,* la transformation en dextrine et en glucose s'effectue constamment chez l'homme, chez tous les mammifères, chez les oiseaux carnivores et granivores, etc. Qu'importe, comme l'ont établi MM. Bouchardat et Sandras, que le suc pancréatique puisse aussi opérer cette transformation; il n'en est pas moins vrai, d'après les expériences de MM. Magendie et Bernard, qu'elle a lieu sans sa présence.

Quelle est la part que peuvent prendre les sucs intestinaux dans la digestion des matières albuminoïdes? C'est ce que l'on ignore. Pour ce qui concerne les gros intestins, on sait: 1° que l'acidité, qui avait consi-

dérablement diminué ou même totalement disparu à la fin de l'ileum, reparaît de nouveau dans le cœcum; 2° qu'il existe dans cet intestin une matière analogue à l'osmazome, de l'albuminose, cette matière qui rougit par le chlore, et que j'ai signalée dans le suc pancréatique, etc. Quelle est l'action de ces diverses substances sous le rapport de la digestion, et peut-on raisonnablement admettre avec Schultze qu'il y a une digestion *cœcale* qui répéterait la digestion stomacale?

DES PHÉNOMÈNES CHIMIQUES DE LA DIGESTION.

Insalivation. J'ai déjà dit que la salive ne joue qu'un rôle chimique fort restreint pendant la digestion (voy. *Salive,* p. 688).

Chymification. Cette opération a pour but la transformation, dans l'estomac, des aliments en une pâte molle appelée *chyme.* Le chyme n'est-il que l'aliment *dissocié, non dissous* et ramené à l'état globulaire, comme le veut M. Blondlot; ou bien serait-il le produit d'une *dissolution* de l'aliment sans transformation, comment l'ont pensé MM. Bouchardat et Sandras; ou bien enfin serait-il le résultat d'une dissolution et d'une transformation de l'aliment? Cette dernière opinion me paraît la seule soutenable; du reste, voici l'hypothèse mise en avant par MM. Bouchardat et Sandras: d'après eux, les matières azotées (fibrine, albumine, caséum, gluten) seraient dissoutes dans l'estomac au moyen de l'acide chlorhydrique libre qu'il contient; leur digestion et leur absorption se feraient presque exclusivement dans ce viscère, puisqu'on ne trouve plus dans les intestins la dissolution chlorhydrique dont on constate si abondamment la présence dans l'estomac. Il en serait de même des substances amylacées, dont les diverses transformations ne sont pas cependant encore suffisamment connues. La graisse ne serait pas attaquée dans l'estomac et passerait dans le duodénum, émulsionnée par les alcalis fournis par le foie et le pancréas. Le chyme ne serait qu'un mélange de résidus d'aliments non dissous, mais dont la dissolution pourrait avoir lieu dans les intestins, et d'excrétions des divers organes destinés à former plus tard les matières excrémentitielles, et non une substance préparée pour l'assimilation.

J'admets que toutes les substances albuminoïdes, à savoir la fibrine, l'albumine liquide, l'albumine concrète, la caséine, le gluten, etc., sont dissoutes et transformées en une matière à laquelle M. Mialhe a donné le nom d'*albuminose,* et dont il a fait connaître les caractères. Sous l'influence d'un acide dilué, du suc gastrique, dit M. Bérard, les matières azotées neutres sont ramollies, gonflées, hydratées,

plus ou moins désagrégées; leur affinité de cohésion étant détruite, quelques-unes prennent un aspect gélatiniforme, et acquièrent une sorte de transparence; au fur et à mesure que ces substances éprouvent la modification que je viens de décrire, la *pepsine* intervient; son premier effet est de précipiter, de coaguler la matière devenue semi-liquide : de là la formation de cette couche pulpeuse, opaque, molle, souvent grisâtre, qui fait partie du *chyme,* et qui se réduit par l'agitation en molécules d'une extrême ténuité, mais que le microscope démontre encore; cette couche est ultérieurement dissoute et transformée en *albuminose.*

Faut-il rappeler que le suc gastrique est sans action sur les principes gras et sur les matières amidonnées, qui ne sont attaquées que dans le canal intestinal?

Albuminose. L'albuminose pur, celui qui est le résultat de la digestion de la fibrine, est liquide, incolore, d'une odeur et d'une saveur qui rappellent en définitive l'odeur et la saveur de la viande. Évaporé à une douce chaleur, il constitue l'albuminose solide, d'un blanc jaunâtre, très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. La dissolution aqueuse n'est troublée ni par la chaleur, ni par les alcalis, ni par les acides, ni par la pepsine, tandis qu'elle est précipitée par les sels de plomb, de mercure et d'argent, ainsi que par le chlore, le tannin, etc.

Chyme. Le chyme est une matière pultacée, le plus souvent grisâtre, d'apparence homogène, d'une consistance de crème et de gruau épais, *toujours acide,* quoique sa saveur soit quelquefois légèrement douceâtre. Quant à sa composition, elle doit varier suivant la nature des aliments qui lui ont donné naissance; mais elle est toujours complexe, et cela doit être d'après ce qui précède; admettons que l'alimentation qui l'a fourni contenait à la fois des substances albuminoïdes non encore transformées, déjà dissoutes ou non, de ces matières déjà changées en *albuminose,* des matières amylacées en bouillie, mais non encore changées en dextrine et en glucose, des matières grasses non attaquées, etc.; si l'on réservait le nom de *chyme* à la matière pulpeuse du composé complexe que je viens de faire connaître, sa composition serait moins compliquée, puisqu'elle ne s'appliquerait qu'au résultat de l'action du suc gastrique sur les matières azotées. Toujours est-il que la diversité de composition du chyme enlève le peu d'importance que l'on avait pu attacher jusqu'à ce jour aux analyses de Marcet, d'Emmert, de Werner, de Leuret et Lassaigne, et que je crois cependant devoir indiquer, pour ne rien omettre sur ce sujet.

Marcet fit, en 1813, l'analyse du chyme d'une poule d'Inde, qui

avait été nourrie seulement avec des végétaux, et il conclut de ces expériences, 1° que le chyme n'était ni acide ni alcalin, et qu'il était presque entièrement dissous par l'acide acétique; 2° qu'il contenait de l'albumine, du fer, de la chaux, et un chlorure alcalin; 3° qu'il ne renfermait pas de gélatine; 4° qu'il donnait quatre fois plus de charbon que le chyle retiré d'un chien que l'on avait nourri avec des substances végétales; 5° que le chyme qui provient d'une nourriture végétale donne plus de matière animale solide que tout autre fluide animal; tandis qu'il paraît contenir, au contraire, moins de substances salines. 1,000 parties de ce chyme fournirent 12 parties de charbon et 200 parties de matière solide, dans lesquelles il y avait 6 parties de sel.

Emmert avait annoncé, en 1807, que la partie fluide des aliments digérés dans l'estomac des herbivores et des carnivores renfermait, entre autres produits, beaucoup de gélatine, un acide fixe, qu'il croyait être l'acide phosphorique, et du protoxyde de fer. Suivant Werner, le chyme de ces animaux renferme un acide fixe sécrété par la membrane muqueuse de l'estomac; il ne se coagule point comme le chyle (Tubingue, 1800). Enfin, MM. Leuret et Lassaigne établissent que le chyme recueilli sur plusieurs hommes et sur un très-grand nombre d'animaux rougissait toujours le papier de tournesol, et que celui que rendaient volontairement certaines personnes, quelque temps après le repas, était toujours acide. Le chyme d'un épileptique, mort subitement après avoir pris une tasse de lait, était composé d'acide lactique, d'une matière analogue au sucre de lait, d'albumine soluble dans l'eau, d'une matière grasse, d'une substance analogue au caséum; enfin d'un peu de chlorure de sodium et de phosphate de soude, et de beaucoup de phosphate de chaux.

Chylification. L'opération qui a pour but la séparation du chyme en chyle et en excréments porte le nom de chylification. Elle s'opère particulièrement dans le canal intestinal, toutefois MM. Leuret et Lassaigne pensent qu'elle commence dans l'estomac. « Si on ouvre un animal pendant la digestion, disent-ils, on voit facilement les vaisseaux blancs de l'estomac, et si on a choisi un cheval, on peut recueillir le liquide qu'ils contiennent, et reconnaître que c'est du véritable chyle. »

C'est particulièrement dans le duodénum, et sous l'influence de la bile, du suc pancréatique et des sucs intestinaux, que le chyme se transforme en chyle et en excréments. La *bile*, qui est indispensable à la digestion duodénale, joue un rôle chimique encore peu connu; on sait seulement que le chyle se formerait sans elle, que sans elle les matières grasses seraient émulsionnées et absorbées; son action consisterait-elle

à précipiter ces flocons blancs, qui, s'ils étaient absorbés, produiraient un trouble dans l'économie animale, et à céder de l'acide choléïque qu'on ne trouve pas dans les excréments? Ne se pourrait-il pas aussi qu'en agissant sur les matières albuminoïdes dissoutes dans le suc gastrique, elle les transformât en une matière comme albumineuse, coagulable par la chaleur, et non coagulable par les acides, qui ferait partie du chyle?

Le *suc pancréatique* émulsionne les matières grasses, qui sont ensuite absorbées et font partie du chyle; cette action a lieu dans le duodénum.

Quant aux *sucs intestinaux*, ils transforment, conjointement avec le suc pancréatique, en glucose, les matières amidonnées qui, n'ayant pas subi d'altération dans l'estomac, avaient traversé le pylore pour passer dans le duodénum.

Par suite de ces transformations, il s'est formé un liquide qui a reçu le nom de chyle, qui est absorbé par des vaisseaux dits chylifères, et versé dans le sang de la veine sous-clavière gauche.

Chyle. — On croyait, il y a encore peu d'années, que le chyle contenait tous les principes nutritifs des aliments qui avaient été pris; on sait aujourd'hui qu'il n'en est rien; en effet, le chyle ne renferme que les matières grasses émulsionnées par le suc pancréatique, et une autre matière semblable à la lymphe, ainsi que le démontre l'observation microscopique.

Dans ces derniers temps, M. Bernard a fait voir que les vaisseaux chylifères ou lactés ne contiennent un liquide blanc laiteux, qu'à la condition qu'ils ont absorbé des *matières grasses* dans l'intestin; de sorte que le chyle limpide et transparent est un chyle dépourvu de matière grasse, tandis que le chyle blanc laiteux homogène est un chyle chargé de graisse; cela étant établi, il est très-facile de démontrer que c'est le suc *pancréatique* qui émulsionne et modifie dans l'intestin la matière grasse, et la rend absorbable par les chylifères (voy. p. 697).

Quant aux matières azotées, à celles que l'on range parmi les substances amylacées et sucrées, elles sont directement portées, *presque en totalité*, dans le sang par l'intermédiaire des veines mésentériques, etc.

Caractères microscopiques, physiques et chimiques du chyle. A l'aide du microscope, on aperçoit dans le chyle deux sortes de globules. — *Globules graisseux.* Ils sont sous forme de gouttelettes plates et de petits globules arrondis ou un peu irréguliers, diaphanes, à bords obscurs, de volumes très-divers.— *Globules particuliers.* Ils sont grenus, arrondis,

peu réguliers, et semblables à ceux de la lymphe; ils sont d'autant plus abondants, qu'il y a moins de globules graisseux; il y en a davantage quand le chyle a passé à travers les ganglions mésentériques. On comprend difficilement comment, après les résultats de cette observation microscopique, et après tant d'analyses chimiques faites sur le chyle, on ait pu dire que les matières grasses *seules* sont absorbées par les vaisseaux chylifères.

Le chyle, pris chez un animal en pleine digestion, est *limpide* ou *laiteux,* et toujours alcalin; il est difficilement coagulable par l'action de l'air, s'il n'a pas encore traversé les ganglions mésentériques; le coagulum est mou, contient peu de fibrine, et n'acquiert pas une couleur rosée. Si, au contraire, il a été recueilli dans le canal thoracique, il se divise en deux parties, comme le sang, par l'action de l'air; l'une est liquide comme le *sérum,* l'antre solide comme le *caillot;* il prend en outre une teinte rosée; s'il était laiteux, on aperçoit à la surface du sérum une couche graisseuse. D'après Tiedemann et Gmelin, le chyle du cheval est celui qui se coagule le plus facilement; 100 parties donnent de 1,06 à 5,65 de caillot frais, et de 0,19 à 1,75 de caillot sec. Le chyle de brebis est le moins coagulable de tous et ne fournit que 2,5 à 4,75 de caillot frais, et 0,24 à 0,82 de caillot sec. Le chyle du canal thoracique des animaux fortement nourris donne moins de caillot que le même chyle pris chez les mêmes animaux à jeun; il y a aussi chez ces derniers plus d'albumine, de ptyaline et de graisse, mais moins d'osmazome que chez les autres. Après l'usage du beurre, on a trouvé le chyle fort riche en graisse, tandis que les animaux auxquels on avait fait avaler de l'amidon fournissaient un chyle contenant du sucre.

Voici les résultats des travaux tentés par Vauquelin, Marcet, Emmert et Reuss, Leuret et Lassaigne, Macaire, Yvart, etc. Ces résultats, quoique inexacts sous certains rapports, ne méritent pas moins d'être connus.

Vauquelin a trouvé dans le chyle du cheval de la fibrine, ou du moins une matière albumineuse, ayant beaucoup d'analogie avec la fibrine, une substance grasse, qui donne au chyle l'apparence du lait, de la potasse, du chlorure de potassium, du phosphate de fer et du phosphate de chaux. D'après ce chimiste, la composition du chyle varie suivant qu'il est pris dans telle ou dans telle autre partie: ainsi la matière fibreuse est d'autant plus parfaite, que le chyle est plus près de son mélange avec le sang. Dupuytren avait déjà obtenu des résultats analogues en analysant le chyle du chien.

Marcet a publié, en 1815, un travail sur le chyle retiré du canal thoracique des chiens, qu'il avait soumis préalablement à un régime purement végétal ou à un régime animal. Voici les résultats qu'il a obtenus : je désignerai ces deux espèces de chyle sous les noms de *chyle végétal* et de *chyle animal.*

Chyle végétal. — Il est liquide et presque toujours transparent, à peu près comme le sérum ordinaire; il est inodore, insipide, et plus pesant que l'eau. Abandonné à lui-même, il se coagule à la manière du sang : le *coagulum* est presque inodore, et ressemble à une huître; sa surface ne se recouvre pas d'une matière onctueuse, analogue à la crème; le poids spécifique de la portion séreuse paraît être 1021 à 1022. Distillé, il fournit un liquide contenant du carbonate d'ammoniaque et une huile fixe pesante, et il reste beaucoup de charbon dans lequel on trouve des sels et du fer. Il peut être conservé pendant plusieurs semaines sans se putréfier.

Chyle animal. — Il est toujours laiteux, inodore, insipide, plus pesant que l'eau; il se coagule comme le précédent; le *coagulum* est opaque et a une teinte rosée; il est surnagé par une matière onctueuse semblable à de la crème. Le sérum pèse autant que celui du chyle végétal. Distillé, il donne beaucoup plus de carbonate d'ammoniaque et d'huile, mais il fournit trois fois moins de charbon : ce produit renferme, comme celui du précédent, des sels et du fer. Le chyle animal se décompose au bout de trois ou quatre jours, et la putréfaction a plutôt lieu dans le *coagulum* que dans la partie séreuse. Suivant Marcet, l'élément principal de la matière animale de ces deux espèces de chyle est l'albumine; ils ne renferment point de gélatine. Mille parties fournissent de 50 à 90 parties de substances solides, dans lesquelles il y a environ 9 parties de sels.

Voici maintenant les observations faites par Vauquelin sur le chyle de cheval. Le sérum, semblable à celui du sang, est formé d'albumine, et tient en suspension un corps gras, soluble dans l'alcool et insoluble dans les alcalis. Il est coagulé par l'alcool, par les acides et par la chaleur; le *coagulum* obtenu par la chaleur est composé de matière grasse et d'albumine. Lorsqu'on le traite par la potasse, l'albumine seule est dissoute : le contraire a lieu quand on le fait bouillir avec l'alcool, qui ne dissout que la matière grasse.

Le *coagulum,* qui se forme en abandonnant le chyle à lui-même, est composé, d'après ce savant chimiste, de *sérum,* de fibrine et de matière grasse. On peut enlever le *sérum* au moyen de l'eau, et séparer la ma-

tière grasse par l'alcool bouillant ; la matière fibreuse qui reste ne peut pas être regardée comme de la fibrine pure, car elle n'en a ni la contexture, ni la force, ni l'élasticité ; elle est plus promptement et plus complétement dissoute par la potasse caustique : on peut la considérer en quelque sorte comme de l'albumine qui commence à prendre le caractère de la fibrine. Il résulte du travail de Vauquelin que l'on pourrait regarder, jusqu'à un certain point, le chyle de cheval comme du sang, moins de la matière colorante, plus de la graisse.

Emmert et Reuss, en analysant le chyle des vaisseaux lactés d'un cheval, rendu impotent par l'éparvin, y ont trouvé de la soude, de la gélatine, de l'albumine, de la fibrine, des chlorures de sodium et d'ammoniaque, du phosphate de chaux et beaucoup d'eau. Suivant Emmert, le chyle extrait du réservoir de Pecquet et du canal thoracique des chevaux contient de l'eau, une matière albumineuse analogue à la fibrine, de la soude caustique, de la gélatine, du soufre et plusieurs sels ; il pense que l'on ne trouve de l'huile ou de la matière grasse que dans celui qui provient des gros vaisseaux lactés. Le chyle de la partie supérieure des intestins grêles a fourni à cet auteur de la gélatine et du fer très-oxydé ; il était acide, fortement coloré par la bile et ne renfermait pas d'albumine. Celui qui se trouvait dans la partie inférieure des intestins grêles n'était pas acide, et contenait du fer peu oxydé, de la gélatine, une substance albumineuse, non coagulable par la chaleur, du soufre et de la bile. Simon a analysé le chyle de trois chevaux nourris le premier avec des pois, et les deux autres avec de l'avoine, et il a trouvé qu'ils étaient formés de

	Pois.	Avoine.	
Eau	940,070	928,000	916,000
Graisse	1,186	10,010	0,900
Albumine	42,117	46,430	60,530
Fibrine	0,440	0,805	0,900
Hématosine	0,474	traces.	5,691
Matières extractives et ptyaline	8,300	5,320	5,265
Chlorhydrate et lactate de soude avec traces de sels de chaux	»	7,300	6,700
Sulfate et phosphate de chaux avec traces d'oxyde de fer	»	1,100	0,850

Suivant MM. Leuret et Lassaigne, le chyle, quel que soit l'animal dont il a été extrait, et l'*espèce d'aliment qui l'a fourni,* est formé de fibrine, d'albumine, de graisse, de soude, de chlorure de sodium et de phos-

phate de chaux, en proportions variables. La fibrine est loin d'être en rapport avec la quantité d'azote contenue dans les aliments, puisque le chyle fourni par le sucre et la gomme, matières non azotées, *contient autant et même plus de fibrine* que tel autre fourni par un régime azoté. (Voy. le tableau placé à la fin de l'ouvrage, qui a pour titre : *Recherches physiques et chimiques pour servir à l'histoire de la digestion.*)

Macaire et Marcet établissent, dans un travail publié en 1832 (voy. *Annales de chimie et de phys.*, décembre), 1° que le chyle des mammifères herbivores et celui des carnassiers sont identiques, pour les proportions d'oxygène, d'hydrogène, de carbone et d'*azote*, quoique les herbivores sur lesquels ils avaient expérimenté eussent été exclusivement nourris d'herbes, et les carnivores de substances animales; 2° que les excréments des carnassiers contiennent *plus d'azote* que ceux des herbivores; 3° que l'*azote* contenu dans le chyle des herbivores provient des végétaux avec lesquels ils ont été nourris, qui en contiennent effectivement; 4° qu'à la vérité ces végétaux renfermant moins d'azote que les aliments tirés du règne animal, il en faut une plus grande quantité pour nourrir, et que les organes digestifs sont obligés de faire de plus grands efforts pour extraire la presque totalité de l'azote qu'ils contiennent; 5° que cela explique pourquoi les excréments provenant des végétaux renferment beaucoup moins d'azote que ceux qui sont produits par des substances animales; 6° que l'acte de la respiration introduit dans l'économie animale une certaine quantité d'azote; 7° qu'il n'est pas encore prouvé que l'azote puisse ou non être créé par l'action vitale dans le canal digestif; 8° qu'il est impossible de nourrir des carnassiers ou des herbivores avec des aliments privés d'azote.

Rees a trouvé dans le chyle du canal thoracique d'un homme qui avait été submergé une heure et demie auparavant : eau, 90,48; albumine avec traces de fibrine, 7,08; extrait aqueux, 0,56; extrait alcoolique, 0,52; chlorure de potassium, carbonate, sulfate, et traces de phosphate de potasse avec oxyde de fer, 0,44; matières grasses, 0,92; ces matières, à cela près qu'elles ne contenaient pas de phosphore, offraient les mêmes caractères que celles du sang; la cendre de l'extrait aqueux renfermait du fer, et celle de l'extrait alcoolique fournissait plus de carbonate de soude que le sang.

MM. Lassaigne et Yvart ont entrepris une série d'expériences desquelles il résulte, 1° que lorsque la mort survient chez les animaux qui ont été nourris d'aliments non azotés, le poids de ces animaux se trouve diminué d'un tiers environ; 2° que pendant toute la durée de cette alimentation, les fonctions respiratoires ne s'accomplissent plus comme

dans l'état normal, qu'il y a moins d'oxygène absorbé et moins d'acide carbonique dans l'air expiré ; 3° que la température est également diminuée ; 4° que la proportion d'azote contenue dans l'air ne peut jamais suppléer à celle qui manque dans les substances alimentaires, et que tout l'azote qu'on trouve dans les tissus des animaux ou dans leurs liquides provient de celui qui fait partie constituante des aliments dont ils se nourrissent (*Journ. de chim. médic.*, août 1834).

DES EXCRÉMENTS ET DES GAZ DU CANAL DIGESTIF.

Matière fécale humaine. — Berzelius a retiré de 100 parties d'excréments de consistance moyenne, rendus après avoir mangé une grande quantité de pain grossier avec des aliments de nature animale, 75,3 d'eau, 0,9 de parties de la bile solubles dans l'eau, 0,9 d'albumine, 2,7 de matière extractive particulière, 1,2 de sels, 7,0 de matière insoluble ou résidu des aliments, 14,0 de matière déposée dans l'intestin, consistant en bile, en substance animale particulière et en résidu insoluble. Ils renferment toujours des butyrates alcalins. Les sels des excréments sont formés, sur 17 parties, de 5 de carbonate de soude, de 4 de chlorure de sodium, de 2 de sulfate de soude, de 4 de phosphate de chaux, et de 2 de phosphate ammoniaco-magnésien ; il y a aussi des traces de soufre, de phosphore, d'acide silicique et de sulfate de chaux. M. Porter a trouvé que 100 parties de cendres d'excréments solides contiennent 6,10 de potasse, 5,34 de soude, 26,46 de chaux, 10,54 de magnésie, 2,50 d'oxyde de fer, 36,03 d'acide phosphorique, 3,13 d'acide sulfurique, 5,07 d'acide carbonique, et 4,33 de chlorure de sodium. Suivant lui, en comparant les cendres des aliments à celles des excréments qu'ils avaient fournis, on obtiendra *en moyenne :*

	CENDRES	
	des aliments.	des excréments.
Potasse	39,75	28,69
Soude	3,69	5,53
Chaux	2,41	12,48
Magnésie	7,42	6,69
Oxyde de fer	0,79	0,97
Acide phosphorique	42,52	35,62
Acide sulfurique	1,86	9,05
Acide carbonique	1,12	1,97
Acide silicique	0,44	0,00
	100,00	100,00

Si les cendres des excréments contiennent beaucoup plus de chaux, cela tient à ce qu'une quantité notable de chaux est introduite dans l'estomac avec les boissons, et si elles renferment beaucoup plus d'acide sulfurique, cela dépend de ce que le soufre contenu dans les matières albuminoïdes qui forment la base de la nourriture, s'oxyde dans l'économie animale pendant la respiration (*Journ. de pharm.*, février 1850). Macquer et Proust avaient déjà reconnu l'existence du soufre dans les excréments de l'homme. Suivant Vauquelin, ils contiennent constamment un acide libre, semblable au vinaigre, qui leur donne la propriété de rougir l'*infusum* de tournesol. John, au lieu d'un acide, y a trouvé un alcali libre. Vogel pense qu'ils renferment de l'azotate de potasse. Il résulte de ces diverses analyses que la composition de la matière fécale est sujette à varier suivant les aliments dont l'homme fait usage.

Matière fécale d'un enfant de six jours, nourri avec le lait de sa mère. — Matière grasse 52 parties, matière colorante de la bile et graisse 16, albumine ou caséine coagulée 18, perte et eau 14. Elle ne contenait ni cholestérine ni débris d'épithélium.

Méconium (excréments avant la naissance). Cholestérine 16, matière extractive et acide bilifellinique 14, caséine 34, acide bilifellinique et biline 6, biliverdine et acide bilifellinique 4, épithélium, mucus, albumine 26 (Simon).

Matière fécale dans l'ictère. — M. Farines a analysé les excréments d'un ictérique, et en a séparé $^{8}/_{10}$ d'une matière composée : 1° d'une grande proportion d'un pricipe *adipeux*, soluble dans l'alcool et l'éther; 2° d'une moins grande quantité d'une matière soluble dans l'eau bouillante, lorsqu'elle a été débarrassée de la matière grasse; 3° d'une matière grisâtre insoluble dans l'eau et dans l'alcool (*Journ. de chim. méd.*, août 1826).

Excréments des quadrupèdes mammifères. — MM. Macaire et Marcel ont fait voir que les excréments des animaux carnassiers, du chien, par exemple, nourris avec des matières animales, contenaient 4,2 d'azote sur 100, tandis que ceux des chevaux auxquels on n'avait donné que de l'herbe n'en fournissaient que 0,8 pour 100. — *Chevaux.* Ils renferment plus de phosphate de chaux qu'il n'y en a dans le fourrage que l'on a donné à l'animal. Suivant Thomson, ils contiennent de l'acide benzoïque. On retire, par la distillation de la suie de ces excréments, beaucoup de sel ammoniac; il paraît aussi qu'ils renferment de l'azotate de potasse. Les excréments du cheval, disent MM. Leuret et Lassaigne, ne sont ni acides ni alcalins; ils ont fourni des débris de paille et de foin agglutinés par une petite quantité de mucus, et les matières

jaune et verte de la bile; quelquefois on y a trouvé des grains d'avoine non digérés. — *Bouse de vache.* 500 grammes contiennent 350 d'eau, 120,4 de matière fibreuse, 7,6 de matière grasse verte, 3 de matière sucrée, 8 d'une substance particulière, la *bubuline,* 2 d'albumine coagulée, et 9 de substance brunâtre résineuse (Morin, de Rouen) (1). D'après M. Pénot, la bouse de vache n'aurait pas la composition indiquée par M. Morin; elle serait *neutre* ou *alcaline,* suivant l'état dans lequel se trouve cet excrément (*Journ. de chim. médic.,* novembre 1833). Les excréments de vaches nourries dans l'étable avec de la betterave ont fourni à l'analyse 71 $\frac{7}{8}$ d'eau, 28 $\frac{1}{8}$ de matière grasse, de la fibre végétale, plusieurs sels, et une substance soluble dans l'eau et dans l'alcool, qui colore les excréments en vert, et qui exhale l'odeur de bile lorsqu'on la chauffe; ils ne contiennent ni acide ni alcali libre (Einoff et Thaer); on y a annoncé aussi la présence du nitre et de l'acide benzoïque; enfin la suie fournit du sel ammoniac. — *Moutons.* Ces excréments sont sans action sur le tournesol; ils sont composés de débris de végétaux qui ont servi à la nourriture de l'animal; ces débris constituent une sorte de matière ligneuse mêlée à des mucosités et colorée par les principes de la bile. — *Chiens* (*album græcum*). Suivant Haller, ils ne renferment point d'acide libre. Fourcroy pensait qu'ils étaient entièrement composés de terre osseuse (phosphate terreux); ceux qui proviennent de la digestion de la viande sont presque de la même nature que ceux de l'homme en bonne santé (Leuret et Lassaigne). — *Ruminants.* Ils contiennent beaucoup d'acide libre. — *Cétacées.* Les excréments du *delphinus globiceps,* abandonnés à eux-mêmes pendant un certain temps, ont fourni de l'alcali volatil, en partie libre, en partie combiné, une matière nacrée ayant quelque ressemblance avec l'ambréine, de l'huile de poisson, une matière azotée aromatique, de la gélatine, et quelques sels minéraux (Chevallier et Lassaigne).

Excréments des oiseaux. — Les oiseaux rendent à la fois l'urine et les excréments. Je vais parler d'abord de la composition du *guano,* qui n'est autre chose que la fiente d'un oiseau très-répandu dans la mer du Sud, aux îles de Chinche, près de Pisco, à Ilo, Iza et Arica. Le *guano*

---

(1) Suivant M. Morin, la *bubuline* serait une matière particulière brune, luisante, inodore, et presque insipide, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool; sa dissolution aqueuse précipiterait un grand nombre de sels métalliques; les acides y feraient naître des flocons brunâtres, tandis que les alcalis n'y produiraient aucun changement. Son nom dérive de *bubulum,* excrément de vache.

est en couches de 16 à 20 mètres, que l'on exploite comme des mines d'ocre et de fer, et dont on se sert comme engrais (Humboldt et Bonpland). Suivant Fourcroy et Vauquelin, il contient : acide urique en partie combiné avec l'ammoniaque et la chaux $1/4$; acide oxalique en partie uni à la potasse et à l'ammoniaque, acide phosphorique combiné aux mêmes bases et à la chaux, des traces de sulfates de potasse et d'ammoniaque, de chlorure de potassium, et de chlorhydrate d'ammoniaque, un peu de matière grasse et du sable en partie quartzeux, en partie ferrugineux. D'après Klaproth, l'acide urique n'y serait pas aussi abondant. On trouve près d'Auxerre, et dans plusieurs grottes, des dépôts de fiente formés par des chauves-souris et entièrement semblables au guano.

Excréments de poules. — On doit à Vauquelin un travail remarquable sur ces excréments. Il fit manger à une poule 483,838 grammes d'avoine qui contenaient :

Phosphate de chaux.	5,944
Acide silicique.	9,182

La poule pondit quatre œufs, dont les coquilles contenaient du carbonate de chaux, du phosphate de chaux et du gluten ; elle rendit des excréments qui fournirent une cendre composée de carbonate et de phosphate de chaux et d'acide silicique. En comparant les matières avalées à celles qui furent rendues, on trouva que la poule rendit 1,115 grammes d'acide silicique de moins qu'elle n'en avait pris, tandis qu'elle fournit 7,139 de phosphate de chaux et 20,437 de carbonate de chaux de plus qu'il n'y en avait dans l'avoine : d'où proviennent ces sels?... Ces expériences méritent d'être répétées, en ayant la précaution, comme l'indique le professeur Thénard, de nourrir la poule, pendant longtemps, d'avoine, et de l'empêcher d'avaler autre chose.

Wollaston a retiré $1/100$ d'acide urique des excréments d'une oie qui ne mangeait que de l'herbe. Ceux d'un faisan nourri avec du millet lui en ont fourni $1/14$. Il a trouvé beaucoup d'urate de chaux dans les excréments d'une poule qui se nourrissait de toute sorte de matières. Ceux de faucons, d'oiseaux aquatiques, de tourterelles, d'aigles, de vautours, de corbeaux, de grues, de rossignols, etc., contiennent aussi de l'acide urique. John a retiré des excréments de pigeons beaucoup d'acide urique, de la résine verte, de la bile, de l'albumine, et une grande quantité de matière farineuse.

Excréments des serpents. — Vauquelin les a trouvés formés de plu-

mes peu altérées et d'os presque entièrement dépouillés de gélatine et très-cassants. La matière désignée mal à propos sous le nom d'*excrément* de serpent est composée d'acide urique et d'une petite quantité d'ammoniaque, de potasse et de matière animale; comme chez les oiseaux, elle est évidemment le produit de l'urine.

Excréments de l'araignée ordinaire des jardins. — D'après MM. Will et Gorup Bezanez, ces excréments renferment de la guanine (voy. p. 667).

Gaz du canal digestif. Ces gaz, qui paraissent provenir de la réaction qu'exercent les unes sur les autres les matières contenues dans ce canal, sont l'azote et l'acide carbonique en forte proportion, l'hydrogène, l'oxygène, le protocarbure d'hydrogène gazeux, et une petite quantité d'acide sulfhydrique. Il ne faut pas croire que ces divers gaz existent chez tous les individus.

DES ALIMENTS.

Je rattache à l'article digestion un certain nombre de questions chimiques, relatives aux aliments, afin de compléter tout ce qui se rapporte à ce sujet.

Première question. — Les éléments des corps des animaux proviennent-ils en totalité des aliments? Si l'on en excepte l'oxygène et une certaine quantité d'eau qui sont introduits dans le corps des animaux soit par la respiration, soit par l'absorption cutanée, tous les éléments, tels que l'azote, le carbone, l'hydrogène, l'oxygène, etc., sont fournis par les aliments.

Deuxième question. — Faut-il, pour entretenir la vie, que les aliments soient à la fois azotés et non azotés? Il est reconnu que les aliments *non azotés, seuls,* ne peuvent entretenir la vie; en examinant séparément l'action d'une alimentation *exclusivement* sucrée, huileuse, butyreuse ou gommeuse, et par conséquent *non azotée,* M. Magendie a conclu que les animaux ne pouvaient pas vivre; cette conclusion, ainsi que je l'ai déjà dit à la page 45, n'était aucunement justifiée, puisqu'il a été démontré depuis qu'une alimentation *azotée* conduisait aux mêmes résultats, lorsqu'elle était exclusivement gélatineuse, fibrineuse ou albumineuse; certes, si M. Magendie, au lieu de tant se hâter, eût cherché à nourrir des chiens rien qu'avec de la gélatine, de la fibrine ou de l'albumine, il eut obtenu les mêmes résultats, et il aurait reconnu l'insuffisance de son travail. Que conclure de ces faits, si ce n'est qu'il est impossible d'entretenir la vie en donnant aux animaux un *principe immédiat seul, azoté* ou *non?* Et que l'on n'objecte pas que le *gluten,* donné

eul, nourrit, car le gluten est un *produit* immédiat dans lequel on rouve au moins trois principes immédiats, la *glutine,* la *caséine végé-ale* et la *fibrine* animale (voy. p. 538).

Cela étant, demandons-nous si dans l'alimentation ordinaire, lors-u'on prend à la fois de la chair musculaire, du pain, des matières fé-ulentes sucrées, et d'autres qui ne contiennent point d'azote, les ma-ières non *azotées* ne nourrissent point. Ce serait commettre une erreur rave que de le penser : en effet, Liebig a divisé les aliments en aliments *lastiques* et en *respiratoires;* les premiers s'incorporent aux parties ivantes, aux tissus de l'économie animale et nourrissent; tels sont les natières azotées fibrineuses, caséeuses, albumineuses, la chair mus-ulaire, le sang, etc.; j'adopterai volontiers, quoique cela ne soit pas ncore prouvé, que les matières *non azotées* n'agissent pas de même, u'elles ne puissent pas être considérées comme *plastiques,* et qu'elles e servent pas à la nutrition, parce qu'elles ne s'incorporent pas aux arties vivantes; mais du moins faudra-t-il admettre qu'elles alimen-ent, en leur qualité d'aliments *respiratoires;* ainsi la *graisse,* l'*amidon* *gomme,* les *sucres,* les *gelées végétales,* etc., sont soumis, dans les apillaires, à l'action de l'oxygène introduit par la respiration, et là ils ournissent leur carbone et leur hydrogène comme aliments; d'où uit qu'ils nourrissent. Il résulte évidemment de ce qui précède, qu'il ut, pour être nourri, le *concours des aliments azotés* et *des aliments on azotés.* On m'objectera sans doute que des animaux ont été nourris *cclusivement* avec des *produits* immédiats azotés, *sans le concours* de natières *non azotées;* ainsi on a vu des animaux vivre très-bien en ne renant que de la viande, des os de la tête de bœuf ou de mouton, etc.; nais on oublie que ces aliments contiennent de la *graisse* (matière non zotée); si l'on dit que le pain, le riz, et diverses autres graines de four-ages, ont servi *seuls* à l'alimentation, je répondrai aussi que tous ces iments contiennent des principes immédiats *non azotés.*

Troisième question. — Les matières azotées neutres, telles que l'al-umine, la fibrine, la caséine, etc., ainsi que la graisse que l'on trouve ans les animaux, *sont-elles extraites des plantes ou des animaux qui ervent de nourriture, ou bien se forment-elles par l'acte de la diges-on?* M. Dumas a annoncé que l'animal ne crée point de matière orga-ique, qu'il ne fait que se l'assimiler pour l'entretien de la chaleur ani-nale, et que la digestion n'est qu'une simple fonction d'absorption, dans quelle il ne faut plus chercher d'actions mystérieuses : ainsi les ma-ières solubles passent dans le sang, inaltérées pour la plupart; les ma-

tières insolubles arrivent dans le chyle, assez divisées pour être aspirées par les orifices des vaisseaux chylifères. « L'animal, dit M. Dumas, reçoit et s'assimile presque intactes des matières azotées neutres, qu'il trouve toutes formées dans les animaux ou les plantes dont il se nourrit; il reçoit des matières grasses qui proviennent des mêmes sources; il reçoit des matières amylacées ou sucrées qui sont dans le même cas. » D'où il suit que tous ces tissus animaux si divers, tous ces organes qui, à chaque instant de la vie, se renouvellent, toutes ces substances si variées que sécrète l'économie animale, ne seraient que le résultat d'une assimilation mécanique de ces mêmes corps primitivement formés par les végétaux. Ces idées ont soulevé plus d'une objection sérieuse, surtout de la part de M. Liebig, qui pense, au contraire, que l'économie animale crée et s'assimile tous les produits dont elle a besoin; que la graisse, par exemple, résulte, non d'une appropriation pure et simple de ce produit, qui serait formé par les végétaux ou par les animaux, mais qu'elle résulte d'une modification de la fécule ou des matières amylacées.

Pour ce qui concerne la graisse, les expériences de Liebig et celles de MM. Boussingault et Persoz, prouvent évidemment que la théorie de M. Dumas n'est pas acceptable; en effet, que l'on élève au régime de la porcherie ou que l'on engraisse des porcs, ceux-ci contiendront *plus* de graisse qu'ils n'en ont reçu avec les aliments (Boussingault et Persoz); que l'on nourrisse des vaches avec du foin, et l'on verra, comme l'a constaté Liebig, que ces animaux renferment plus de graisse que n'en contenait le foin. Faudrait-il conclure de ces faits que les animaux ne prennent pas dans les aliments la totalité ou une partie de la graisse qu'ils renferment? Non certes, mais on ne saurait leur dénier la faculté d'en produire de toutes pièces; il doit en être évidemment de même de l'albumine, de la fibrine et de la caséine, que contiennent diverses substances alimentaires végétales ou animales.

DU SANG.

Quelque nombreux que soient les travaux analytiques qui ont été faits sur le sang, on est encore loin de connaître sa véritable composition; tous les jours, on en retire quelques principes immédiats nouveaux, et l'on reconnaît aussi que plusieurs de ceux que l'on avait dit y exister ne s'y trouvent pas, ou bien n'avaient pas été obtenus purs. Voici, dans l'état actuel de la science, les matières qui paraissent

constituer le sang veineux chez l'homme, à l'état normal, d'après M. Lecanu.

Oxygène, azote et acide carbonique libres			
Matière grasse phosphorée et cholestérine			
Séroline			
Acides oléique et margarique libres			
Chlorures de potassium et de sodium			
Chlorhydrate d'ammoniaque	10,9800		
Sulfate de potasse		Sérum	869,1547
Carbonates de chaux, de soude et de magnésie			
Lactate de soude			
Sels à acides gras fixes et volatils			
Matière colorante jaune			
Albumine du sérum	67,8040		
Eau	790,3707		
Fibrine	2,9480		
Hématosine	2,2700	Caillot	130,8453
Albumine des globules	125,6273		
	1000,0000		1000,0000

Les globules contiennent :

Hématosine	2,2700
Albumine des globules	125,6273

L'hématosine seule contient le fer qui existe dans le sang. Je ne passerai pas sous silence quelques autres faits relatifs à l'analyse du sang humain : ainsi de Haen et depuis Deyeux y admettaient de la gélatine qui n'y existe pas. Deyeux et Parmentier avaient cru y reconnaître aussi une matière à laquelle ils donnèrent le nom de *tomelline*, et qui ne s'y trouve pas davantage. Proust annonça, en 1800, que le sang renfermait de l'ammoniaque, du soufre à l'état de sulfhydrate, et de l'acide benzoïque combiné avec la soude ; il dit aussi y avoir trouvé de la bile : la présence de ces différents corps n'a pas été confirmée par les expériences ultérieures, si ce n'est toutefois celle du *soufre*, qui entre comme partie constituante de l'albumine du sang. Traill indiqua, en outre, dans le sang humain, 4,5 pour 100 d'une huile. En 1830, Berzelius dit avoir retiré du sang de l'acide butyrique ; je ferai remarquer, avant d'aller plus loin, qu'il existe dans le sang un grand nombre de ceux des principes immédiats animaux ou salins qui constituent une grande partie de ces animaux, et l'un des produits excrémentitiels les plus importants, l'urée.

Il était important, après avoir déterminé la composition du sang à l'état normal, de rechercher si ce fluide ne présenterait pas quelques différences chez des individus de sexe, d'âge et de tempérament différents : c'est ce qu'à fait M Lecanu, qui a soumis à l'analyse, dans ce but, le sang de dix hommes et d'autant de femmes; ces individus avaient été saignés à la suite de chutes ou de coups, et leur sang pouvait par conséquent être considéré comme étant à l'état normal. Voici les résultats de ce travail : 1° la proportion de sérum varie dans le sang d'individus de sexe et d'âge différents, ainsi que dans celui d'individus du même sexe, mais d'âge différent; elle est plus grande dans le sang de femme que dans celui de l'homme, et plus aussi dans le sang d'individus lymphatiques que dans le sang d'individus sanguins du même sexe : on ne remarque aucune relation entre la quantité de sérum et l'âge des individus du même sexe, du moins dans les limites de 20 à 60 ans; 2° la proportion d'albumine, de fibrine et d'hématosine, varie également : ainsi elle est moindre dans le sang de femme que dans celui d'homme, et aussi dans celui des personnes lymphatiques, comparativement à celui des individus sanguins du même sexe. Il n'existe aucun rapport entre les quantités des matières nutritives dont je parle, et l'âge des individus de même sexe, du moins dans les limites de 20 à 60 ans.

Composition moyenne du sang veineux chez l'homme et chez la femme.

	Hommes.	Femmes.
Eau	780	791
Globules	140	127
Albumine	69	70
Fibrine	2,2	2,20
Matières extractives et sels	6,8	7,40
Séroline	0,2	0,2
Matière grasse phosphorée	0,49	0,46
Cholestérine	0,09	0,07
Savon	1,00	1,05
	1,000	1,000

Cent parties de ce sang contiennent :

Chlorure de sodium	3,10	3,90
Sels solubles	2,50	2,90
Phosphates	0,330	0,354
Fer	0,565	0,541
	6,495	7,695

De son côté, M. le docteur Denis de Commercy, en examinant le sang chez le fœtus, chez l'enfant et chez l'homme, à différents âges, était arrivé à des résultats qui ne concordent pas en tous points avec ceux de M. Lecanu. *Le sang de fœtus* offre la même composition que le sang du placenta, lequel a fourni : 1° Eau 70,15, fibrine 0,20, albumine 5, globules 22,40, sels, matières extractives, etc., 2,25. 2° La proportion d'eau augmente et celle des globules diminue chez l'enfant, depuis l'âge de 2 semaines jusqu'à 5 mois ; l'inverse a lieu de 5 mois à 40 ans, tandis que de 40 à 70 ans, les proportions respectives d'eau et de globules sont comme dans le premier âge de la vie. Il est à remarquer que la quantité d'albumine reste à peu près la même.

Voici en outre les résultats de près de quatre cents analyses publiées par MM. Andral et Gavarret, en 1840, sur les modifications que diverses circonstances impriment aux proportions de quelques principes du sang. 1° Ils ont reconnu que, dans l'état physiologique, le sang veineux contenait en poids, sur 1000 :

Fibrine.	3
Globules	127
Matériaux solides du sérum.	80
Eau.	790
	1,000

2° Que les globules sont en plus forte proportion chez l'homme que chez la femme ; 3° que cette proportion de globules est en rapport direct avec la force de la constitution du sujet ; 4° que les globules sont en petite quantité chez les individus à tempérament nerveux très-prononcé ; 5° que sous l'influence de toutes les causes débilitantes, des hémorrhagies, de la diète, d'une alimentation insuffisante, et pendant la durée de toutes les affections organiques, la proportion des globules diminue quelquefois dans un rapport excessif ; 6° que la proportion d'eau augmente à mesure que celle des globules diminue, et *vice versa*.

Si l'on compare la composition du sang veineux, pris dans différents vaisseaux, à celle du sang artériel, on trouve, d'après Simon, pour le sang de cheval (*Animal chemistry*, 1845), d'après Hering, pour celui de bœuf, et d'après Denis, pour celui de chien :

SANG DU CHEVAL.

	Sang de la carotide.	Sang de la jugulaire.
Eau	760,084	757,351
Résidus solides	239,952	242,649
Fibrine	11,200	11,350
Graisse	1,856	2,290
Albumine	78,880	85,875
Globuline	136,148	123,698
Hématosine	4,872	5,176
Matières extractives et sels	6,960	9,178
	1000,000	1000,000

SANG DE LA VEINE PORTE DU CHEVAL.

	Sang artériel.	Sang de la veine porte.
Eau	760,084	729,972
Résidus solides	239,952	257,028
Fibrine	11,200	8,370
Graisse	1,856	3,186
Albumine	78,880	92,400
Hématosine	4,872	6,600
Matières extractives et sels	6,960	11,880
	1000,000	1000,000

SANG DES VEINES HÉPATIQUES DU CHEVAL.

	Sang des veines hépatiq.	Sang de la veine porte.
Eau	815	814
Résidus solides	195	186
Fibrine	2,285	2,630
Graisse	1,845	1,408
Albumine	92,250	303,293
Globuline	72,690	57,134
Hématosine	3,900	3,000
Matières extractives et sels	11,623	12,312
	1000,000	1000,000

SANG DE BOEUF.

	Sang artériel.	Sang veineux.
Eau	798,9	791,9
Fibrine	7,6	6,6
Albumine	26,1	25,8
Hémato-globuline	164,7	170,4
Matières extractives et sels	2,7	2,3
	1000,000	1000,000

SANG DE BREBIS.

	Sang artériel.	Sang veineux.
Eau	850,2	841,2
Fibrine	6,1	5,3
Albumine.	33,6	26,4
Hémato-globuline	106,1	124,4
Matières extractives et sels . .	4,0	2,7

SANG DU CHIEN.

	Sang artériel.	Sang veineux.
Eau	830,5	830
Fibrine.	2,5	2,4
Albumine.	57,0	58,6
Hémato-globuline	99	97
Matières extractives et sels . .	11,0	12
	1000	1000

On conçoit qu'il ne faille pas accorder une confiance absolue à ces nalyses ; en effet, alors même que les procédés employés seraient à abri de tout reproche, ne voit-on pas que les résultats devront varier, uivant l'âge et le tempérament des animaux, leur état de santé ou de aladie légère, l'heure des repas, etc. ; toujours est-il qu'en prenant s analyses pour valables, il faut en conclure que chez le cheval, le œuf et la brebis, le sang artériel fournit moins de résidu solide que le ng veineux, que la fibrine et l'albumine sont plus abondantes dans le ng artériel que dans le sang veineux chez le bœuf et la brebis, tandis e le contraire a lieu pour le cheval. Quant aux proportions d'albu-ine, de matière extractive et de sels, dans le sang des chiens, MM. De-s et Simon les croient moindres dans le sang artériel que dans le sang eineux.

Voici la quantité moyenne des différents gaz contenus dans 1,000 cen-mètres cubes de sang artériel et veineux du cheval et du veau.

	Acide carbonique.	Oxygène.	Azote.
Sang artériel	71	24	15
Sang veineux.	54	13	10

Je pourrais encore ajouter que M. Pallas, en comparant le sang vei-ux d'un adulte avec celui des vaisseaux capillaires de la peau du ême individu, a cru pouvoir conclure que le sang sucé par les sang-ues est plus riche en parties solides que l'autre (voy. *Journ. de chim. éd.*, t. IV).

Méthode d'analyse du sang.

Tout en avouant qu'il est impossible, dans l'état actuel de la science d'indiquer un procédé qui permette d'apprécier exactement la natur des substances qui entrent dans la composition du sang[1], ainsi que l proportion de ces substances, je crois devoir faire connaître la march la plus rationnelle à suivre, pour approcher le plus possible de la vérité On agit sur trois portions de sang: l'une *A*, sert à déterminer la pro portion de fibrine et des globules ; une autre *B*, est destinée à donne les matières qui constituent le *sérum;* la troisième, enfin *C*, est em ployée à analyser les sels.

A. On bat le sang avec un balai, pour séparer la *majeure* partie de l fibrine, sous forme de filaments blanchâtres; on lave celle-ci sur un toile avec de l'eau, on la sèche à 100° et on la pèse. Le liquide, en grand partie défibriné, de couleur rouge, est additionné de quatre fois son vo lume d'une dissolution saturée de sulfate de soude, sel qui a pour obje d'empêcher la coagulation de la petite quantité de fibrine qui reste dan la liqueur, et de s'opposer à l'altération des globules rouges; on filtr rapidement, en ayant soin de faire passer constamment des bulles d'ai à travers le liquide qui est dans le filtre; sans cette précaution, les glo bules s'accoleraient les uns aux autres; ces globules restent sur le filtre On les lave avec une dissolution de sulfate de soude, on les dessèch dans le vide, puis on les traite successivement par l'éther, qui dissou la matière grasse, par l'alcool, qui dissout une petite quantité de ma tière organique, et par l'eau, qui dissout le sulfate de soude; les glo bules inattaqués par ces agents sont desséchés de nouveau et pesés.

B. On abandonne ce sang à lui-même, afin d'obtenir le *sérum* et *caillot;* on pèse séparément ces deux corps; pour connaître le poids d l'eau et des matières solides du sérum, on évapore celui-ci au bai marie, et on dessèche le produit à 100° dans le vide; la perte indique quantité d'eau ; mais comme le caillot retient du sérum, il faut de tou nécessité dessécher ce caillot à 100°; la perte qu'il subira indiquera proportion de sérum qu'il renfermait, et dont l'eau s'est vaporisée : o voit qu'en agissant ainsi, on possède les données voulues pour déte miner la quantité de sérum contenue dans le sang sur lequel on opère on voit aussi qu'après avoir débarrassé le caillot de toute l'eau du sé rum interposé dans le caillot, on a un caillot composé de la fibrine des globules réunis, plus, des *matières solides du sérum* interposé : o on connaîtra facilement le poids de ces diverses matières, puisqu'o

connait le poids de l'eau, vaporisée pendant la dessiccation du caillot à 100°. En traitant le caillot desséché à 100° par l'éther, on séparera les matières grasses qui étaient contenues dans le sérum interposé; si alors on retranche du poids du caillot celui des *matières solides du sérum,* moins les graisses, on aura le poids de la fibrine et des globules, qui sera égal à celui qui avait été trouvé dans l'expérience *A*. Pour connaître la proportion d'albumine et de matière grasse contenue dans le *sérum,* on évaporera celui-ci à siccité et on le traitera par l'éther, qui dissoudra la matière grasse en laissant l'albumine.

C. On incinère séparément le sérum et le caillot desséchés pour avoir le poids des cendres; on retranche ce poids de celui du sérum et du caillot desséchés, si l'on veut connaître la proportion de matière organique renfermée et dans ce sérum et dans ce caillot.

Examen microscopique du sang. — Cet examen portera à la fois sur le sang des animaux vertébrés et invertébrés.

Sang des animaux vertébrés. — Lorsqu'on examine sous le microscope une parcelle de ce sang frais, ou bien la membrane natatoire ou la lame d'une grenouille vivante, ou bien encore la membrane de l'œil d'une chauve-souris également vivante, on aperçoit que le sang est formé d'un liquide incolore ou à peine coloré, désigné sous le nom de *sérum* ou de *liquor sanguinis,* et de deux sortes de *globules,* les uns, très-abondants et *rouges,* les autres, rares et *incolores.* Le *sérum* contient de l'eau, de l'albumine, de la fibrine, diverses matières grasses renfermant du soufre et du phosphore, des gaz, et plusieurs sels (voy. p. 725).

Les *globules rouges,* dits *sanguins,* sont circulaires, aplatis, et en forme de disque, chez l'homme et les mammifères; ils sont elliptiques et aplatis chez les oiseaux, les reptiles et les poissons; ils sont demi-transparents et jaunâtres quand ils sont isolés, et paraissent rouges lorsqu'ils sont réunis plusieurs ensemble. Leur diamètre varie considérablement dans les différentes classes d'animaux : ainsi ils sont très-grands chez les batraciens, dans le sang de la grenouille, par exemple, ils ont environ $1/45$ de millimètre de longueur et $1/70$ de largeur; tandis que dans la chèvre ils n'ont qu'un $1/288$ de longueur; leur diamètre chez l'homme n'est que d'environ $1/120$ de millimètre; chez les oiseaux, ils sont plus grands que chez les mammifères, quoique plus petits que chez les batraciens; leur diamètre, chez les poissons, est intermédiaire entre ceux des oiseaux et ceux des reptiles. Quels que soient leur forme et leur volume, ils glissent facilement les uns sur les autres, s'allongent, se

compriment et se déforment, de manière à pouvoir circuler dans des vaisseaux capillaires d'un diamètre plus petit que le leur.

Organisation, composition et propriétés des globules rouges. Ceux de la grenouille, que l'on a plus particulièrement étudiés, sont composés de deux parties distinctes, un *noyau* central blanc transparent et une *enveloppe* assez semblable à une vessie, sorte de sac membraneux, *coloré en rouge*, moins transparente que le corps central, qui se sépare toujours après la mort ou par le repos. L'analyse chimique montre qu'ils sont formés d'hématosine 2 p., et de matières albumineuses 125 p. Ils se conservent longtemps sans altération au milieu de leur liquide naturel; mais si l'on ajoute de l'eau, ils se gonflent, parce que l'eau pénètre dans l'enveloppe, par un phénomène d'endosmose, et la distend en donnant au globule une forme sphérique. Ce corps central, qui ne paraît pas avoir éprouvé le moindre changement de la part de l'eau, devient plu visible à mesure que l'enveloppe pâlit et que la matière colorante s mêle avec l'eau. Ces globules sont entièrement solubles dans les alcalis tels que la potasse, la soude, l'ammoniaque et la chaux; par contre, l acides phosphorique, oxalique et citrique, ne dissolvent que l'enveloppe et mettent le noyau à nu. L'acide acétique à 30° dissout la totali des globules. Les acides sulfurique et azotique, le chlore et l'alun, a lieu de les dissoudre, les crispent et les racornissent. Plusieurs dissolu tions salines, telles que celles des azotates et des sulfates de potasse de soude, des chlorures de potassium et de sodium, l'eau sucrée gommée, les conservent intacts sans les dissoudre, et sans modificati sensible de leur forme.

Les *globules incolores* sont infiniment plus rares que les rouges; ne paraissent contenir que de la matière grasse, et ressemblent à ce que l'on voit dans le chyle; ils sont sphériques et non aplatis, pâle grenus, et un peu plus gros que les rouges. Ils sont formés d'une e veloppe et d'un noyau simple, ou composé de deux ou trois granul dont les plus volumineux offrent au milieu une dépression qui a l'ap rence d'une tache obscure. L'acide acétique dissout l'enveloppe de globules après les avoir ramollis, et n'agit pas sur leurs noyaux.

Sang des animaux invertébrés. — Les globules sont blancs ou à pe colorés; ils n'ont pas de noyau central; leur forme est généralem sphérique et leur surface couverte d'aspérités; leur grosseur varie c le même individu.

MM. Prévost et Dumas ont cherché à déterminer le nombre des *g bules rouges* ou de *particules* contenus dans le sang veineux et arté de divers animaux. Voici le résultat de leur travail :

Le sang artériel renferme plus de particules que le sang veineux. Les oiseaux sont les animaux dont le sang est le plus riche en particules; les mammifères viennent ensuite, et il semblerait que les carnivores en ont plus que les herbivores. Les animaux à sang froid sont ceux qui en possèdent le moins; ils ont trouvé, sur 10,000 parties de sang, la composition suivante:

Sang de la veine basilique de *callitriche,* 7760 d'eau, 1461 de particules, 779 d'albumine et de sels solubles. Sang des veines du bras d'un *homme,* 7839 d'eau, 1292 particules, 869 d'albumine et sels solubles. *Cochon d'Inde,* 7848 d'eau, 1280 particules, 872 d'albumine, etc. Sang de la jugulaire d'un *chien,* 8107 d'eau, 1238 particules, 655 d'albumine, etc. *Chat,* 7953 d'eau, 1204 particules, 845 d'albumine, etc. Sang de la saphène d'une *chèvre,* 8146 d'eau, 1020 particules, 834 d'albumine, etc. (1). *Veau* (mélange de sang veineux et artériel), 8260 d'eau, 912 particules, 828 d'albumine, etc. *Lapin* (jugulaire), 8379 d'eau, 938 particules, 683 d'albumine, etc. *Cheval* (sang veineux), 8183 d'eau, 920 particules, 897 d'albumine, etc. *Pigeon* (jugulaire), 7974 d'eau, 1557 particules, 469 d'albumine, etc. *Canard* (jugulaire), 7652 d'eau, 1501 particules, 847 d'albumine, etc. *Poule* (jugulaire), 7799 d'eau, 1571 particules, 630 d'albumine, etc. *Corbeau,* 7970 d'eau, 1466 particules, 564 d'albumine, etc. *Héron* (jugulaire), 8082 d'eau, 1326 particules, 592 d'albumine, etc.

Animaux à sang froid. — *Truite,* 8637 d'eau, 638 particules, 725 d'albumine, etc. *Lotte,* 8862 d'eau, 481 particules, 657 d'albumine, etc. *Grenouille,* 8846 d'eau, 690 particules, 464 d'albumine, etc. *Tortue terrestre* (jugulaire), 7688 d'eau, 1506 particules, 806 d'albumine. *Anguille commune* (aorte), 8460 d'eau, 600 particules, 940 d'albumine, etc.

La composition du *sérum* varie dans le même animal, et encore plus d'un animal à l'autre, sans qu'il soit possible de lier ce caractère avec l'état physiologique de l'individu. Il n'en est pas de même des *particules* : dans le plus grand nombre des cas, leur quantité présente une certaine relation avec la chaleur développée par l'action vitale. (Prévost et Dumas, *Annales de physique et de chimie,* t. XVIII et XXIII.)

---

(1) Les globules du sang d'un fœtus de chèvre de quatre à cinq jours ont offert un volume double de celui des mêmes globules chez une chèvre adulte, ce qui établit une différence matérielle entre ces deux liquides (Prévost, *Ann. de chim. et de phys.,* t. XXIX).

Le sang des chats, des moutons et des chiens, a fourni les résultats suivants : 10,000 parties de sang veineux contiennent 8259 d'eau, 862 particules, et 879 d'albumine et sels. Dix mille parties de sang artériel du même animal, tiré le lendemain, ont donné 8235 d'eau, 856 particules, et 909 d'albumine, etc. Dix mille parties de sang de la carotide d'un chat robuste contiennent 7938 d'eau, 1184 particules, 878 d'albumine, etc. Dix mille parties de sang, tiré deux minutes après de la jugulaire externe du même animal, fournirent 8992 d'eau, 1163 particules, et 745 d'albumine. Une nouvelle saignée de la jugulaire, faite cinq minutes après, donna 8293 d'eau, 935 particules, 772 d'albumine. Dix mille parties de sang de la carotide d'un *mouton* contiennent 8293 d'eau, 935 particules, 772 d'albumine ; tandis que la même quantité de sang veineux renferme 8364 d'eau, 861 particules, et 775 d'albumine. Dix mille parties de sang artériel de chien offrent 100 particules de plus que le sang veineux.

Propriétés physiques du sang. — Chez l'homme, chez les mammifères et chez les oiseaux, le sang est un liquide *alcalin,* d'un rouge plus ou moins foncé, un peu épais et visqueux, d'une densité plus grande que celle de l'eau, d'une odeur différente pour chaque animal, d'une saveur désagréable, et d'une température égale à celle du corps.

L'*alcalinité* du sang est due à la soude.

La *couleur* du sang artériel est vermeille, et celle du sang veineux d'un rouge brun, chez l'homme et chez les animaux à sang chaud ; le sang du fœtus offre la même nuance rouge foncée, qu'il soit veineux ou artériel ; il est rouge chez les reptiles, bleuâtre chez les poissons ; il est blanc, bleuâtre, verdâtre, jaune, orangé, ou d'un brun foncé chez les mollusques, les insectes et les échinodermes, etc. ; la sangsue, parmi les invertébrés, est le seul animal dont le sang soit rouge.

Viscosité. Elle diffère suivant les animaux, sans jamais être très-considérable.

Poids spécifique. Il ne varie guère à 15° chez l'adulte que de 1,05 à 1,058 ; il est plus dense chez l'homme que chez la femme, surtout pendant la grossesse ; il l'est aussi davantage chez les animaux à sang chaud que chez ceux qui ont le sang froid ; il y a à cet égard des différences considérables suivant les âges, les heures des repas, le genre d'alimentation, les hémorrhagies qui ont pu avoir lieu, les émissions sanguines qui auront été faites. M. Denis a trouvé 1,075 pour le poids spécifique du sang des artères ombilicales. Il est reconnu que plus le sang est dense, plus il circule facilement.

Odeur. Elle n'est pas la même dans chaque animal ; elle diffère ch

'homme et chez la femme ; on peut se convaincre de cette vérité, en versant un excès d'acide sulfurique sur une quantité assez notable de sang ; alors l'odeur est très-sensible. Barruel s'était tellement exercé à ce genre d'investigation, qu'il reconnaissait, sans jamais se tromper, à quel animal appartenait le sang sur lequel il expérimentait ; mais il y a oin de là à conclure, comme il l'a fait, qu'il serait possible d'appliquer ructueusement cette donnée aux problèmes de médecine légale ; en ffet, jamais, lorsqu'un expert est appelé pour décider si des taches de ang sont produites par du sang d'homme, de poulet, de punaise, etc., n n'a à sa disposition, ni à beaucoup près, la quantité de sang nécesaire pour développer l'odeur de manière à pouvoir bien la caractériser.

Saveur. Elle est en général fort désagréable ; les variétés qu'elle préente sont telles qu'il est impossible de les décrire d'une manière générale.

Température. On peut dire que le sang pris au cœur a une tempéature de 38° à 40° ; le sang artériel du ventricule gauche paraît d'un egré et un huitième plus chaud que le sang du ventricule droit. Chez s oiseaux, la température est plus élevée de 4° ou 5°. Au reste, penant la digestion et l'exercice, la température est plus forte, tandis u'elle est plus faible pendant l'abstinence et le repos.

Lorsqu'on chauffe le sang, il se coagule ; le *coagulum*, d'un brun violet, erait rougeâtre, et même vert ou d'un blanc verdâtre, si l'on avait endu le sang de beaucoup d'eau, et qu'on l'eût privé de la fibrine. Si, près avoir desséché le sang, on le chauffe jusqu'à ce qu'il soit décomosé, on obtient tous les produits que fournissent les matières azotées, un charbon volumineux difficile à incinérer (voy. p. 4).

Coagulation du sang. — Abandonné à lui-même, le sang se sépare en eux parties : l'une, liquide, constitue le sérum ; l'autre, solide, porte nom de *caillot*, de *cruor*, d'*insula*. Le sang veineux de l'homme en nté se résout en :

Caillot.	13
Sérum	87
	100

Le *caillot* contient :	Fibrine		0,30	13,00
	Globules	Hématosine	0,20	
		Matières albuminoïdes .	12,50	
Le *sérum*	Eau.			79,00
	Albumine.			7,00
	Matières grasses et séroline (voy. p. 715). .			0,06
	Sels (voy. p. 716).			0,94
				100,00

Les proportions respectives de sérum et de caillot sont loin d'être toujours les mêmes ; on pense généralement que le sérum constitue à peu près les $^{3}/_{4}$ du poids du sang, tandis que le caillot humide et non exprimé représenterait le quart de ce poids. Chez l'homme, le caillot renfermerait plus de principes constituants que chez la femme ; il serait plus abondant dans les tempéraments sanguins que dans les tempéraments lymphatiques. L'âge, du moins de 20 à 60 ans, ne paraît pas influer sur la quantité de caillot.

Le *sérum* est un liquide jaune verdâtre ou jaune rougeâtre, nuances que l'on attribue à des traces de pigment biliaire ou d'hématosine qu'il tient en dissolution ; il est laiteux si le sang a été recueilli pendant la digestion, ce qui tient à la présence des matières grasses contenues dans le chyle qui a été mêlé avec le sang ; sa saveur est salée et fade, sa densité varie de 1,027 à 1,029. Il est alcalin et coagulable à 76°, à raison de l'albumine qu'il renferme ; desséché et traité par l'alcool bouillant, il laisse déposer la séroline. Les acides, les alcalis, etc., agissent sur lui à peu près comme ils le feraient avec une dissolution d'albumine.

Caillot. — Il semble formé par une trame fibrineuse dans les réseaux de laquelle sont logés les globules rouges, et qui est imbibée d'une certaine quantité de sérum ; c'est une sorte de gelée rouge, ferme, et qui se laisse pénétrer par le sang ; il est plus dense que le sérum ; exposé à l'air, il devient d'un rouge clair à sa surface, tandis qu'à l'intérieur il est d'un ronge brun.

Coagulation du sang. — Que se passe-t-il pendant cette coagulation ; à quelle cause faut-il l'attribuer ? Ce n'est guère que 5 à 10 minutes après l'extraction du sang de la veine que la coagulation commence, et elle n'est complète qu'au bout de quelques heures. Le sang acquiert la consistance d'une gelée molle, et l'on voit suinter à sa surface des gouttelettes de sérum qui sont comme exprimées de la masse du caillot. Pour bien comprendre ce qui arrive, il faut savoir que le sérum du sang *tient en dissolution* la fibrine, et que les globules rouges *n'y sont que suspendus ;* en effet, que l'on filtre, à l'aide d'un papier mouillé, du sang de grenouille récemment extrait de la veine, les globules resteront sur le filtre, *parce qu'ils sont assez gros* pour ne pas passer à travers le papier, tandis qu'il filtrera un liquide contenant la fibrine ; et cela est tellement vrai, qu'au bout d'un certain temps il se déposera de ce liquide un caillot de fibrine *incolore,* visible au microscope, surtout lorsqu'on l'aura rassemblé à l'aide d'une aiguille. Cette expérience ne donnerait pas les mêmes résultats si, au lieu d'agir sur du sang de grenouille, on prenait du sang d'homme ou des mammifères

parce que ce sang est trop visqueux, et que ses globules rouges sont assez petits pour passer à travers le papier. On voit, d'après ces faits, que, dès que le sang a cessé de vivre et pendant la coagulation, la fibrine se dépose, entraînant avec elle les *globules rouges*, tout comme l'albumine soluble entraîne avec elle, aussitôt qu'on la coagule par la chaleur, les corpuscules qui troublaient les liquides que l'on cherche à clarifier; on explique aisément aussi pourquoi le sang, que l'on a défibriné en l'agitant vivement avec des verges, ne se coagule plus: c'est qu'alors la fibrine *seule* a été déposée sous forme de filaments *blanchâtres*, tandis que les globules rouges ont été séparés de la fibrine à mesure que l'on agitait le sang.

Pendant la coagulation, les globules rouges ne se distribuent pas d'une manière uniforme dans le caillot; on en trouve beaucoup plus à la partie inférieure que dans les couches supérieures.

Le sang des oiseaux est celui qui se coagule avec plus de rapidité; la coagulation est lente dans le sang des reptiles et des poissons, et très-faible ou même nulle chez les animaux invertébrés.

Quelle est la cause de la coagulation du sang? On l'ignore; mais on sait, 1° qu'elle a lieu dans le vide, à l'air, à un courant de gaz oxygène, d'hydrogène ou d'acide carbonique; 2° qu'elle ne se manifeste pas à un grand froid, et que la température la plus favorable pour la déterminer est celle de 38° à 40° c. (température du corps vivant); 3° qu'elle est favorisée par l'électricité; 4° qu'elle est plus rapide dans un air sec que par un temps humide; 5° qu'elle est retardée par le contact du sang avec les membranes animales; 6° qu'elle est empêchée par les acides étendus et par 30 grammes sur 180 de sang, de sulfate de soude, d'azotate et d'acétate de potasse, de chlorures de potassium et de sodium, de borate de soude, par les azotates de strychnine et de morphine, la nicotine, une dissolution d'opium; 7° qu'elle est également empêchée par les carbonates, les acétates, les borates et les tartrates, en dissolution concentrée, tandis que les sulfates, les borates et les tartrates étendus d'eau la favorisent; 8° qu'elle est accélérée par des dissolutions de gomme, de sucre, d'amidon, et par les décoctions de digitale, de tabac, ainsi que par l'éther et l'alcool.

Propriétés chimiques du sang. — Si l'on agite, avec du gaz *oxygène* ou avec l'*air* atmosphérique, du sang *veineux* battu et dépouillé d'une certaine quantité de fibrine, il devient d'un rouge écarlate; avec l'oxygène pur, il n'y a point d'absorption sensible, d'après Davy, tandis qu'avec l'air il se formerait un volume d'acide carbonique égal à celui de l'oxygène absorbé. Le gaz azote n'altère point la couleur du sang

veineux. Le gaz bioxyde d'azote le rend pourpre foncé, et il y a absorption de 0,125 du gaz. Le protoxyde d'azote le fait passer au pourpre plus vif, et le gaz est en partie absorbé. Avec l'acide carbonique, il devient rouge brunâtre, et il y a une légère absorption. Le bicarbure d'hydrogène gazeux lui communique une belle couleur rouge d'une nuance plus foncée que celle que lui fait prendre l'oxygène; il y a absorption d'une petite portion du gaz. Le chlore lui donne une couleur foncée presque noire. Le *sang artériel*, placé *dans* le vide, acquiert la couleur du sang veineux; il en est de même avec le gaz hydrogène, et, dans cet état, il ne reprend plus la couleur écarlate par l'action ultérieure de l'oxygène. Avec le gaz azote et l'acide carbonique, mais surtout avec le gaz hydrogène, il devient de couleur foncée, comme celle du sang veineux (Priestley, Girtanner, Hassenfratz, Fourcroy).

Presque tous les acides un peu forts précipitent le sang en s'unissant à l'albumine qu'il renferme. J'ai déjà dit que Barruel, en agitant le sang de diverses espèces d'animaux avec de l'acide sulfurique concentré, avait vu qu'il se dégageait une odeur différente pour chacun d'eux, et parfaitement analogue à celle que répand l'animal lui-même. D'après M. Matteucci, l'odeur qu'exhale le sang de chèvre serait due à un mélange d'acide lactique et d'un acide analogue à l'acide caproïque; du moins telle est la composition du liquide qui se volatilise en traitant par l'acide sulfurique le sérum du sang de chèvre évaporé. On sait aussi que le lait, le jaune d'œuf, le sperme, la salive, la sueur, les larmes, l'albumine, les liqueurs amniotique, allantoïque, et du chorion, se comportent de la même manière (voy. *Journ. de pharm.*, novembre 1829). La plupart des sels métalliques des six dernières classes précipitent le sang. La potasse et la soude exercent une action contraire, le rendent plus fluide, et empêchent sa coagulation en dissolvant la fibrine, qui tend à se précipiter. L'alcool s'empare de l'eau qu'il contient, et en précipite l'albumine, la fibrine, la matière colorante, et plusieurs sels. Le sang humain n'a point d'usages (voyez, pour la manière de reconnaître les taches de sang, ma *Médecine légale*, 4e édition).

Sang des femmes pendant l'allaitement. — MM. Natalis Guillot et Leblanc viennent de constater que ce sang tient en dissolution de la *caséine*. En examinant le sang de deux nourrices en pleine lactation, ils ont vu que son sérum, après avoir été privé d'albumine par la coagulation à chaud et la filtration, donnait un précipité blanc abondant lorsqu'on le faisait bouillir avec quelques gouttes d'acide acétique, et ils ont reconnu dans la dissolution tous les caractères de la caséine.

il leur a semblé qu'il existait un rapport entre la quantité de cette substance et une diminution dans la proportion de l'albumine.

Sang humain dans l'état de maladie. — MM. Andral et Gavarret ont donné le tableau suivant, qui contient l'indication des maladies dans lesquelles la proportion de fibrine du sang est augmentée. De son côté, M. Félix Hatin a démontré, par un grand nombre d'expériences faites avec soin, que l'on pouvait confondre avec la fibrine la portion de *coagulum* blanc qui se forme souvent à la surface du caillot, et qui porte le nom de *couenne inflammatoire,* ce qui, selon lui, serait une erreur d'autant plus grave, que la production de ce *coagulum* blanc dépend d'une foule de circonstances, telles que l'exercice, l'alimentation, sans qu'il y ait pour cela une maladie inflammatoire.

MALADIES.	Malades.	Saignées.	Fibrine.	Globules.	Matériaux solides du sérum.	Eau.	SÉRUM.		
							Matériaux organiques.	Matériaux inorganiques.	Nombre des saignées dans lesquelles on a dosé ces matériaux.
Rhumatisme articulaire aigu. . .	14	43	6,8	101,6	86,1	805,5	79,3	6,8	22
Rhumatisme articulaire subaigu et chronique	10	10	3,8	108,2	95,3	792,7	89,0	6,3	7
Pneumonie.	21	58	7,8	113,0	81,5	797,7	75,0	6,5	42
Bronchite capillaire aiguë	6	9	6,6	123,9	76,6	792,9	69,7	6,9	3
Bronchite chronique avec emphysème pulmonaire.	4	5	3,0	121,2	83,0	792,8	76,3	6,7	3
Pleurésie.	12	15	4,8	110,5	86,3	798,4	78,9	7,4	11
Péritonite aiguë.	4	8	5,0	99,0	85,2	810,8	77,7	7,5	7
Amygdalite	4	6	5,5	105,3	91,9	897,3	85,1	6,8	5
Erysipèle.	5	8	5,9	99,2	88,2	806,7	81,6	6,6	8
Tubercules pulmonaires	21	22	4,4	100,5	85,4	809,7	79,0	6,4	11
Phlegmasies diverses.	»	»	5,4	111,4	97,4	785,8	»	»	»

Il résulte des faits consignés dans ce tableau, et des observations nombreuses faites par MM. Andral et Gavarret : 1° Que, dans toutes les inflammations aiguës, la proportion de fibrine augmente peu à peu avec la gravité du mal, tandis qu'elle diminue avec les accidents morbides. Dans les cas les moins prononcés, la fibrine, dont la proportion à l'état naturel est de 3, a varié entre les chiffres 4 et 5; en moyenne, la proportion a été de 7 à 8, et, dans les cas les plus graves, elle s'est

élevée jusqu'à 10; lorsque, dans certaines maladies organiques, telles que les tubercules, le cancer, etc., il se développe une inflammation, la proportion de fibrine augmente: par contre, dans les congestions et les hémorrhagies cérébrales, elle diminue au point de n'être que de 1 à 1 $\frac{1}{2}$; elle descend à 1, et même à 0,9, lorsque survient l'état adynamique dans beaucoup de fièvres continues, dans les phlegmasies éruptives, etc.; dans la chlorose, la pléthore, les fièvres intermittentes et les névroses, la quantité de fibrine est à peu près comme dans l'état naturel, c'est-à-dire de 2,5 à 3,5. 2° Que, dans la pléthore, dans les congestions et les hémorrhagies cérébrales, au début des fièvres continues et des maladies éruptives, la proportion des *globules rouges* est augmentée de 20, de 40 et même de 50 au-dessus du chiffre moyen, qui est de 127; dans la chlorose, au contraire, ils sont notablement diminués, puisque, dans certains cas, on n'en comptait que 70, 40, et même 27; si l'on soumet les malades à une médication ferrugineuse, le nombre des globules augmente rapidement, et peut même dépasser le chiffre normal; dans les névroses, on observe également une diminution des globules; en thèse générale, toutes les fois que la nutrition est altérée, la proportion des globules est abaissée. 3° Qu'à très-peu d'exceptions près, les matériaux solides du *sérum* restent dans les mêmes proportions qu'à l'état naturel; toutefois, dans l'*albuminurie*, ils sont notablement diminués, puisqu'on les a vus n'être que de 55, au lieu de 80. 4° Que la proportion d'eau dans le sang est en raison inverse de celle des globules.

Couenne.—Après la coagulation, le sang des individus atteints de phlegmasies aiguës, de fièvres continues, etc., présente à sa surface une couche plus ou moins épaisse, désignée sous le nom de *couenne*. La nature des principes qui la constituent me paraît varier singulièrement. Deyeux et Parmentier en ont trouvé qui offrait tous les caractères de la fibrine. Fourcroy, Vauquelin et Thénard, en ont analysé qui était formée de fibrine, et surtout d'albumine concrète; je l'ai vue quelquefois renfermer une assez grande quantité de gélatine. Enfin Berzelius pense qu'elle peut contenir tous les principes qui constituent le caillot.

Sang des scorbutiques.—Suivant Deyeux et Parmentier, ce sang contient fort peu de fibrine, et n'a point l'odeur particulière du sang d'un individu sain : du reste, il renferme les mêmes éléments. Fourcroy remarqua aussi que le sang tiré des gencives d'un scorbutique n'offrait point de fibrine; il devenait noir par le refroidissement, et restait fluide; au lieu d'un *coagulum*, il fournissait quelques flocons mous et

comme gélatineux. MM. Andral et Gavarret ont également vu que, dans le scorbut, la fibrine est au-dessous de sa proportion normale.

Sang des diabétiques. — Suivant Nicolas et Gueudeville, le sang des diabétiques renferme beaucoup plus de *sérum* que dans l'état sain; il contient très-peu de fibrine, et paraît peu animalisé. Muller de Medebach, Rees et Bouchardat, ont prouvé que ce sang contient de 1 à 1,8 de glucose pour 1,000 parties de sérum. Bouchardat a constaté qu'après vingt-quatre heures d'extraction, il n'y avait plus de sucre, ce qui rend raison de la diversité des résultats obtenus par quelques chimistes, qui avaient été jusqu'à nier la présence du glucose dans le sang des diabétiques.

Sang des ictériques. — Il renferme tous les matériaux qui constituent le sang à l'état physiologique, puis les deux principes colorants qui existent dans la bile, et un composé d'albumine et de soude, peu ou point soluble dans l'eau; mais il contient une quantité beaucoup moins sensible de matière colorante rouge : ainsi mille parties de ce fluide, pris dans un cas d'ictère, ne renfermaient que 77 p. de matière colorante rouge, tandis que chez deux sujets non ictériques, dont le sérum du sang offrait une couleur *jaune* très-prononcée, la même quantité de sang en contenait 128 parties (M. Lecanu). Déjà, depuis plusieurs années, on avait annoncé avoir retiré du sang des enfants atteints d'ictère les deux principes colorants jaune et bleu qui existent dans la bile humaine et dans celle de plusieurs mammifères.

Dans l'ictère avec rétention de bile et décoloration des évacuations, MM. Becquerel et Rodier ont trouvé que le sang contenait une quantité considérable de cholestérine.

Après avoir analysé le tissu cutané, le sang et le liquide épanché dans le thorax de plusieurs enfants ictériques de naissance, et le tissu adipeux d'un mouton, coloré en jaune foncé, M. Lassaigne annonça, en 1826, que la matière qui colorait ces parties jouissait de la plupart des *propriétés du principe colorant de la bile;* qu'à la vérité les autres éléments de cette liqueur ne s'y trouvaient point, et qu'il ne répugnait pas à admettre que ce principe colorant, sans tirer son origine de la bile, pût présenter tous les caractères de celui qui existe dans cette humeur; il terminait en disant que, dans l'état actuel de la science, on ne saurait regarder comme prouvée la présence de la bile dans les organes et dans les liquides des ictériques (*Journ. de chim. méd.*). Je pense, en effet, que si les recherches qui précèdent établissent des probabilités en faveur de l'existence de la bile dans le sang des ictériques, elles

sont insuffisantes pour mettre le fait hors de doute, et que de nouvelles expériences sont encore nécessaires sur ce point.

Sang dans la fièvre dite *putride.* — Suivant Deyeux et Parmentier, ce sang ne forme pas toujours de couenne; il est semblable au précédent, et il ne renferme point d'*ammoniaque.*

Sang dans le choléra asiatique. — Il n'est remarquable que par une petite quantité de fibrine et par une moindre alcalinité du sérum; il n'est pas acide, comme l'avait indiqué Hermann.

Sang blanc ou laiteux. — M. Lecanu a fait, en mars 1835, l'analyse du sang tiré de la veine médiane basilique d'un malade confié aux soins du docteur Simon, et qui éprouvait, entre autres accidents graves, une gêne extrême de la respiration, des crampes, etc. Ce sang ressemblait à une bavaroise légèrement rosée, et contenait 794 parties d'eau, 64 d'albumine, à peu près comme à l'état normal, 117 de matière grasse, savoir : savon acide, cholestérine, *oléine, margarine,* et *stéarine* (on sait que ces trois dernières n'ont pas encore été signalées dans le sang des individus sains), enfin 25 de sels et de matières extractives. La fibrine, et surtout la matière colorante, avaient presque entièrement disparu (*Journ. de pharm.,* juin 1835). Déjà M. Christison avait signalé un fait analogue en 1830 (voy. *Journ. de chim. méd.,* t. VI), et en 1831 (voy. t. VII), M. Lassaigne avait retiré du sérum blanc laiteux extrait du sang d'une ânesse une proportion considérable de matière grasse blanche du cerveau.

Sang examiné après des lésions extérieures, telles que blessures, irritations chimiques, etc. — D'après M. Zimmermann, la quantité des parties solides est diminuée, et celle de la fibrine augmentée. Dans les suppurations considérables et la diarrhée sanguinolente, la fibrine augmente aussi d'une manière notable, et, dans tous ces cas, elle se dépose beaucoup plus lentement que dans l'état ordinaire (*Journ. de pharm.,* décembre 1849).

Je crois, en terminant ce qui se rapporte à la composition du sang dans diverses maladies, devoir faire connaître les résultats obtenus par MM. Becquerel (Alfred) et Rodier.

Composition du sang dans les maladies ; d'après MM. Becquerel et Rodier.

		MATÉRIAUX ORGANIQUES DE 1,000 PARTIES DE SANG.											COMPOSITION DES CENDRES de 1,000 parties de sang.			
		Densité du sang défibriné.	Densité du sérum.	Eau.	Globules.	Albumine.	Fibrine.	Matières extractives et sels.	Matières grasses.	Séroline.	Matière phosphorée.	Cholestérine.	Savon.	Chlorure de sodium.	Sels solubles.	Phosphates.	Fer.
Pléthore	Hommes.	1059	1029	780,4	138	72,3	2,4	6,3	1,55	variable.	0,483	0,088	1,014	3,7	2,9	0,341	0,547
	Femmes.	1058,3	1028,8	784,0	131,5	75,1	2,1	5,8	2,150		0,673	0,114	0,138	3,5	2,8	0,334	0,544
Phlegmasies	Hommes.	1056,3	1027	791,5	128	66	5,8	7	1,724	0,020	0,602	0,136	0,984	3,1	2,4	0,448	0,490
	Femmes.	1054,5	1026,8	801	118,6	65,5	5,7	7,2	1,669	0,024	0,601	0,130	0,914	3,0	2,7	0,344	0,480
Fièvre thyphoïde		1054,4	1025,4	797	127,4	64,8	2,8	6,3	1,773	variable.	0,471	0,089	1,093	2,9	2,5	0,497	0,555
Fièvre éphémère		1056,8	1025,5	781,7	142,4	65,7	2,8	5,8	1,770	variable.	0,565	0,112	1,005	2,7	2,8	0,321	0,569
Pleurésie		1055	1026	798,6	120,4	65,4	6,1	7,6	1,905	variable.	0,703	0,182	1,020	3,0	2,0	0,478	0,461
Pneumonie		1052,6	1025	801	122,5	61,1	7,4	6,4	1,687	variable.	0,504	0,101	1,062	2,8	2,7	0,308	0,493
Bronchite aiguë	Hommes.	1056,7	1027,1	793,7	129,2	64,9	4,8	5,8	1,621	variable.	0,479	0,169	0,952	3,2	2,9	0,346	0,513
	Femmes.	1056,6	1025,8	803,4	115,3	68,8	3,5	7,3	1,751		0,600	0,072	1,059	3,3	2,8	0,309	0,479
Rhumatismes aigus		1055,5	1027,7	789,9	118,7	66,9	5,8	8,1	1,647	variable.	0,479	0,147	1,000	3,5	2,5	0,445	0,452
Chlorose		1045,8	1028,1	828,2	86	72,1	3,4	8,8	1,503	variable.	0,541	0,054	0,888	3,1	2,3	0,441	0,319
Tubercules pulmonaires	Hommes.	1056,7	1028	794,8	125	66,2	4,8	7,7	1,554	variable.	0,591	0,034	0,809	3,3	2,7	0,493	0,489
	Femmes.	1055,4	1028,2	796,8	119,4	70,5	4	7,6	1,729		0,601	0,082	1,011	3,1	2,5	0,302	0,484
Syphilis constitutionnelle		1060,1	1028,5	777	138,1	71,8	2,23	9,3	1,820	0,027	0,640	0,115	0,972	3,4	2,7	0,282	0,566

Sang de bœuf. — Berzelius a trouvé le sang de bœuf composé des mêmes principes que le sang humain, et à peu près dans les mêmes proportions. Des expériences postérieures de Vauquelin établissent qu'il renferme, en effet, de la fibrine, de l'albumine, de la matière colorante, et une *huile grasse,* d'une couleur jaune, d'une saveur douce, et d'une consistance molle : il suffit, pour obtenir cette huile, de coaguler le *sérum* par l'alcool froid, de traiter à trois ou quatre reprises le *coagulum* par sept ou huit fois son poids d'alcool bouillant, et de faire évaporer les liqueurs alcooliques; l'huile se sépare à mesure que l'alcool se volatilise. Deyeux et Parmentier pensent que le sang de bœuf renferme, en outre, un principe volatil odorant qui n'agit point sur les réactifs. Vogel a prouvé depuis qu'il contient aussi du soufre et de l'acide carbonique.

On doit à Vauquelin des résultats importants sur l'altération éprouvée par du sang de bœuf qu'il avait abandonné à lui-même pendant cinq ans dans un flacon mal bouché; l'expérience a été faite avec la portion liquide du sang, à laquelle on a mêlé l'eau de lavage du caillot. 1° Il s'est formé une grande quantité d'acides carbonique, sulfhydrique et acétique, une huile volatile acide très-fétide, et de l'ammoniaque qui était saturée par ces diverses substances; 2° l'huile grasse qui fait partie du sang frais ne semblait pas avoir subi d'altération marquée; 3° il restait à peine des traces d'albumine, ou plutôt on ne trouvait à sa place qu'une très-petite proportion d'une substance gélatineuse; 4° le principe colorant se conservait sans altération; 5° à une certaine époque, le soufre qui fait partie de l'albumine s'était séparé, et formait immédiatement au-dessus du liquide un cercle d'un blanc jaunâtre; ce soufre ne recélait pas un atome de phosphore, et rien n'annonce que ce dernier corps existe dans le sang (voy. *Ann. de phys. et de chim.*, t. XVI).

On emploie le sang de bœuf pour faire le boudin, pour clarifier les sirops et obtenir le sucre, pour préparer le cyanure de potassium, l'acide cyanhydrique, etc. On peut faire, avec le *sérum* du sang de bœuf et de la chaux vive parfaitement divisée, un mélange très-utile pour peindre les grands emplacements, les vaisseaux, les ustensiles de bois, et que l'on peut appliquer aussi avec un grand succès, comme badigeon, sur les pierres, les murs, les conduites d'eau, etc.; ce mélange a l'avantage d'être économique, d'adhérer fortement, de sécher facilement, et de ne pas répandre d'odeur désagréable; il est d'ailleurs inaltérable, ou du moins il ne s'altère que très-difficilement. C'est à Carbonell, ancien professeur de chimie à Barcelone, que l'on est redevable de cette découverte, dont il a fait un très-grand nombre d'appl

cations intéressantes pour les arts (voy. le mémoire intitulé *Pintura al suero*, année 1802).

Sang de poisson.—Il contient, d'après M. Morin, une huile grasse brune, ayant l'odeur du poisson, une matière grasse non acide, d'une odeur rance, la substance désignée sous le nom d'osmazome, de l'acétate de soude, du chlorure de sodium, et du phosphate de chaux, un principe colorant rouge, *distinct* de la matière colorante du sang des *mammifères*, et qui contient du fer, une matière animale très-soluble dans les alcalis et dans les acides, se rapprochant du mucus par cette dernière propriété. Il ne *renferme point de fibrine* (*Journal de chimie médicale*, septembre 1829).

M. Nasse a inscrit dans le tableau suivant la composition du sang de divers animaux.

Composition du sang chez les animaux domestiques, par Nasse.

	HOMME.	CHIEN.	CHAT.	CHEVAL.	BOEUF.	VEAU.	CHÈVRE.	BREBIS.	LAPIN.	COCHON.	OIE.	POULE.
Eau	798,402	790,50	810,02	804,75	799,590	826,44	839,14	827,765	817,30	768,945	814,884	793,42
Globules	116,529	123,85	113,392	117,13	121,865	102,803	85,998	92,425	170,72	145,532	121,450	144,57
Albumine	74,194	65,19	64,46	67,58	66,901	56,414	62,705	62,705		72,875	50,976	48,52
Fibrine	2,233	1,93	2,418	2,41	3,620	5,757	3,920	2,970	3,80	3,950	3,360	4,67
Graisse	1,970	2,25	2,7	1,31	2,045	1,610	0,91	1,161	1,90	1,950	2,560	2,65
Phosphate alcalin	0,823	0,730	0,607	0,844	0,468	0,957	0,402	0,395	0,637	1,362	1,135	0,945
Sulfate de soude	0,202	0,197	0,201	0,213	0,181	0,269	0,265	0,348	0,202	0,089	0,090	0,100
Carbonate alcalin	0,956	0,789	0,919	1,104	1,071	1,263	1,202	1,498	0,970	1,198	0,824	0,350
Chlorure de sodium	4,690	4,490	5,274	4,659	4,321	4,864	5,186	4,895	4,092	4,287	4,246	5,392
Oxyde de fer	0,834	0,714	0,516	0,786	0,731	0,631	0,644	0,589	»	0,782	0,812	0,743
Chaux	0,183	0,07	0,136	0,107	0,098	0,130	0,110	0,107	»	0,085	0,120	0,174
Acide phosphorique	0,201	0,208	0,263	0,123	0,123	0,109	0,129	0,113	»	0,206	0,119	6,935
Acide sulfurique	0,050	0,013	0,022	0,026	0,018	0,018	0,023	0,044	»	0,041	0,039	0,010
Magnésie	0,015	»	»	»	»	»	»	»	»	»	0,018	»
Silice	0,043	»	»	»	»	»	»	»	»	»	0,056	»

DES PHÉNOMÈNES CHIMIQUES DE LA RESPIRATION.

J'ai déjà dit que le chyle produit par la digestion des aliments était versé dans la veine sous-clavière gauche, et mêlé avec le sang veineux : celui-ci traverse les poumons, et se trouve converti en sang artériel par l'action de l'air atmosphérique. Quel rôle jouent l'air et le sang veineux dans cette transformation ? — *Air*. L'air atmosphérique est le seul fluide aériforme qui puisse servir à la respiration ; les animaux périssent promptement dans tous les autres gaz, sans en excepter l'*oxygène* pur ; celui-ci, en effet, produit une trop vive excitation qui finit par troubler l'économie animale. L'expérience prouve que quelques-uns de ces gaz n'exercent aucune action délétère par eux-mêmes, mais qu'ils tuent les animaux, parce que leur action ne peut pas remplacer celle de l'oxygène : tels sont l'azote, l'hydrogène, etc. ; tandis qu'il existe des gaz fortement délétères, agissant à la manière des poisons les plus énergiques : tels sont l'acide sulfhydrique, le gaz arséniure trihydrique, l'ammoniac, etc. Voyons maintenant quelle est l'action de l'*air* atmosphérique dans la respiration : 1° la proportion d'air expiré est sensiblement égale à celle qui a été inspirée ; 2° l'air expiré est mêlé avec une assez grande quantité de vapeur, qui constitue la *transpiration pulmonaire*, dans laquelle, suivant M. Collard de Martigny, on trouve 907 parties d'eau, 90 d'acide carbonique, et 3 de matière animale ; 3° il contient moins d'oxygène que l'air inspiré, et plus d'acide carbonique : suivant MM. Dulong et Edwards, la quantité d'acide carbonique contenu dans l'air expiré est tantôt sensiblement égale à celle de l'oxygène qui disparaît, tantôt elle n'équivaut qu'à un tiers ou à la moitié de cet oxygène ; on a appris depuis que le rapport entre la quantité d'oxygène que l'on trouve dans l'acide carbonique expiré et l'oxygène consumé pendant l'expiration dépend surtout de la nature des aliments ; ainsi lorsque les animaux sont nourris de pain ou de grains, ils exhalent une quantité d'acide carbonique qui renferme autant d'oxygène, et quelquefois plus, qu'il y en a eu d'absorbé pendant l'inspiration ; évidemment, s'il y en a plus, il faut que l'excédent ait été fourni par les aliments ; quand les animaux sont nourris avec de la viande, constamment, l'acide carbonique expiré renferme moins d'oxygène qu'il n'y en a eu d'absorbé ; dans ces cas, ce dernier étant représenté par 1, celui que contient l'acide carbonique expiré est de 0,67 ou de 0,74 ; je dirai bientôt que le sang absorbe, pendant l'inspiration, une certaine quantité d'oxygène *qui ne forme point d'acide carbonique* dans les poumons,

ce qui rend raison de la différence que j'indique; 4° les animaux à sang chaud et à sang froid, *s'ils sont nourris, exhalent* pendant la respiration une petite quantité d'azote qui ne s'élève guère, pour les animaux à sang chaud, à plus de $^{1}/_{100}$ de la totalité de l'oxygène absorbé pendant l'inspiration; si, au contraire, les animaux sont *privés d'aliments*, il y a *absorption* d'une très-petite proportion d'azote; on pourrait se demander si, pendant la respiration, il n'y aurait pas constamment à la fois exhalation et absorption d'azote, et si les phénomènes que je viens de signaler ne tiendraient pas à ce que l'expérience fait seulement connaître la résultante variable de leurs effets opposés. L'absorption, dit Edwards, ne sera appréciable qu'autant que la quantité d'azote absorbée sera plus grande que celle qui sera exhalée.

Sang veineux. Après avoir exposé les phénomènes chimiques que présente l'air par son contact avec le sang veineux dans les poumons, je devrais faire connaître les changements que celui-ci éprouve dans ses propriétés physiques et dans sa composition; à cet égard, la science est loin d'être fixée; on sait, pour ce qui concerne les propriétés physiques, que le sang veineux devient d'un rouge vermeil en traversant les poumons, qu'il acquiert une odeur et une saveur plus fortes, que sa température s'élève, etc.; mais quant à sa composition, les analyses comparatives des deux sangs n'apprennent pas grand'chose; si la fibrine et l'albumine sont moins abondantes dans le sang artériel du cheval que dans le sang veineux, l'inverse a lieu chez le bœuf et chez la brebis; si le sang veineux du cheval, du bœuf et de la brebis laisse une plus forte proportion de résidu solide que le sang artériel, ne voit-on pas ces deux sangs, chez le chien, renfermer la même proportion de matières solides? Et quel parti peut-on tirer des résultats évidemment erronés obtenus par Magnus, relativement à la proportion des gaz contenus dans le sang artériel et veineux du cheval? D'après ce savant, 100 volumes de sang artériel contiendraient plus d'acide carbonique, d'oxygène et d'azote, que le sang veineux du même animal; d'ailleurs n'est-il pas certain qu'il doit y avoir des différences notables dans le même sang artériel ou veineux d'un animal donné, suivant son âge, sa constitution, l'état d'abstinence, etc.? (Voy. *Sang.*)

Lavoisier pensait que l'oxygène absorbé dans l'acte de la respiration se combinait avec le carbone et avec l'hydrogène du sang veineux, pour former de l'acide carbonique et de l'eau, qui constituaient la transpiration pulmonaire: le changement de couleur du sang était attribué, dans cette hypothèse, à l'action d'une autre portion d'oxygène sur le fer contenu dans le sang.

On admet aujourd'hui que, pendant l'inspiration, le sang veineux exhale du gaz acide carbonique, et absorbe de l'oxygène; que celui-ci, dissous dans le sang, forme avec le carbone une certaine quantité d'acide carbonique *dans les poumons*, mais qu'une autre partie de l'oxygène est portée dans tous les vaisseaux capillaires au moyen des artères, et que là ce gaz produit les actions oxydantes nécessaires à la vie, c'est-à-dire qu'il donne avec le carbone du sang de nouvelles quantités d'acide carbonique qui se dissolvent dans le sang veineux, et qui ne sont exhalées que lorsque ce sang est arrivé dans les poumons par l'artère pulmonaire. On voit donc que, dans le poumon, en même temps que l'air cède de l'oxygène au sang veineux, celui-ci laisse dégager de l'acide carbonique provenant à la fois de celui qui s'est formé dans les poumons et dans les capillaires; cet acte s'opère à travers la membrane très-mince des cellules bronchiques, soit par *endosmose*, soit tout simplement par suite des lois ordinaires de la dissolution des gaz dans les liquides exposés à l'air. Indépendamment de ce qui se passe dans les poumons et dans les vaisseaux capillaires, on croit devoir rattacher à la respiration la formation des gaz que les animaux exhalent par d'autres voies que par les poumons; ainsi la *perspiration cutanée* et les vapeurs qui humectent le canal intestinal seraient des produits de la respiration : on sait que dans les animaux à sang chaud, la perspiration pulmonaire est beaucoup plus active que les autres; tandis que dans les animaux à sang froid, dans les grenouilles par exemple, la perspiration cutanée est assez énergique pour qu'ils puissent continuer à vivre pendant plusieurs jours après leur avoir enlevé les poumons.

Quelle peut être la cause de la prompte coloration du sang veineux pendant la respiration? Sans contredit elle tient à l'absorption de l'oxygène, lequel se combine probablement avec quelques principes du sang, et forme un composé rouge vif peu stable qui est détruit dans les vaisseaux capillaires.

Quelles sont les sources de la chaleur animale? Sans prétendre pouvoir les assigner d'une manière complète, il est certain qu'il se développe de la chaleur pendant que l'oxygène de l'air s'unit au carbone du sang veineux dans les poumons et dans les vaisseaux capillaires, pendant que les organes s'assimilent une partie du sang pour vivre et se développer, pendant qu'aux dépens du sang il se forme des matériaux d'excrétion comme l'urine, la sueur, etc. La production de la chaleur animale est donc un phénomène complexe dont il est difficile, pour ne pas dire impossible, d'assigner toutes les causes.

M. Dumas a émis sur les phénomènes chimiques de la respiration

une opinion qu'il importe d'indiquer ; suivant lui, sous l'influence de l'oxygène absorbé, les matières solubles du sang se changent en acide lactique, comme l'a vu M. Mitscherlich ; l'acide lactique se convertit lui-même en lactate de soude ; ce dernier se transforme, par une véritable combustion, en carbonate de soude, qu'une nouvelle portion d'acide lactique vient décomposer à son tour. Le sang s'oxyde donc dans les poumons : il respire réellement dans les capillaires de tous les autres organes, là où la combustion du carbone et la production de chaleur se réalisent surtout. Quoi qu'il en soit, on peut admettre que le phénomène de la respiration est général et s'accomplit dans toutes les parties de l'économie animale ; mais que le contact du sang et de l'air ne s'effectue que dans les poumons (Dumas).

MM. Andral et Gavarret ont publié un travail dont le but était de déterminer la quantité d'acide carbonique qui, dans un temps donné, s'échappe par le poumon de l'homme, tant dans l'état de santé que dans l'état de maladie. Voici les conclusions auxquelles ils sont arrivés :

1° La quantité d'acide carbonique exhalé par le poumon dans un temps donné varie en raison de l'âge, du sexe et de la constitution des sujets.

2° Chez l'homme comme chez la femme, cette quantité se modifie suivant les âges, indépendamment du poids des individus.

3° Dans toutes les périodes de leur vie comprises entre 8 ans et la vieillesse la plus avancée, l'homme et la femme se distinguent par la quantité d'acide carbonique qui est exhalé par les poumons dans un temps donné ; toutes choses égales d'ailleurs, l'homme en exhale toujours une quantité plus considérable que la femme : cette différence est surtout remarquable entre 16 et 40 ans, époque pendant laquelle l'homme fournit par le poumon presque deux tiers autant d'acide carbonique que la femme.

4° Chez l'homme, la quantité d'acide carbonique exhalé va sans cesse croissant de 8 à 30 ans, et cet accroissement devient subitement très-grand à l'époque de la puberté ; à partir de 30 ans, l'exhalation commence à décroître, et par degrés d'autant plus marqués que l'homme s'approche davantage de l'extrême vieillesse ; elle peut devenir alors ce qu'elle était vers l'âge de 10 ans.

5° Chez la femme, l'exhalation de l'acide carbonique augmente suivant les mêmes lois ; mais, au moment de la puberté, en même temps que la menstruation apparaît, cette exhalation, contrairement à ce qui arrive chez l'homme, s'arrête dans son accroissement, et reste stationnaire jusqu'à la fin de la menstruation ; à cette époque, l'exhalation d'a-

cide carbonique augmente de nouveau d'une manière notable, puis elle décroît comme chez l'homme.

6° Pendant toute la durée de la grossesse, l'exhalation de l'acide carbonique par le poumon s'élève momentanément au chiffre fourni par les femmes parvenues à l'époque du retour.

7° Dans les deux sexes, et à tous les âges, la quantité d'acide carbonique exhalé par le poumon est d'autant plus grande, que la constitution est plus forte et le système musculaire plus développé.

M. Scharling a conclu de ses recherches : 1° que l'homme expire des quantités variables d'acide carbonique aux diverses époques de la journée; 2° que, toutes choses égales d'ailleurs, l'homme brûle plus de carbone quand il est rassasié que lorsqu'il est à jeun, et plus aussi à l'état de veille que pendant le sommeil; 3° que dans le cas d'un malaise ou à l'état de défaillance, la quantité d'acide carbonique expiré est moindre qu'à l'état normal.

M. Dumas admet qu'un homme brûle, terme moyen, 10 grammes de carbone par heure, soit 240 grammes dans les vingt-quatre heures (*Ann. de chimie*, août 1843).

Je terminerai ce qui me reste à dire sur la respiration en transcrivant les résultats des expériences faites sur des cochons d'Inde par MM. Lassaigne et Yvart, dans le but de déterminer l'influence du régime alimentaire sur la respiration. 1° Sous un régime d'aliments non azotés, les animaux ne tardent pas à souffrir et à diminuer de poids; 2° pendant cette période de souffrances, il y a moins d'oxygène d'absorbé, et l'air expiré contient moins d'acide carbonique; la température de la surface cutanée diminue, ce qui prouve la relation qui existe entre les fonctions respiratoires et la production de la chaleur animale. 3° La proportion d'azote contenue dans l'air ne peut jamais suppléer à celle qui manque dans les substances alimentaires.

DES LIQUEURS DES SÉCRÉTIONS.

On a pensé pendant longtemps que le sang artériel, porté dans toutes les parties du corps, éprouve dans certains organes une altération particulière dont le résultat est la production d'un liquide qu'il ne contenait point : cette opération est connue sous le nom de *sécrétion ;* d'après cette hypothèse, l'urine serait sécrétée dans les reins, la bile dans le foie, la salive dans les glandes salivaires, etc.; aucun des fluides sécrétés n'existerait dans le sang : on ignore complétement la manière dont cette transformation s'opérerait. Les expériences de MM. Prévost

et Dumas ont fourni des résultats qui me paraissent propres, sinon à renverser, du moins à ébranler cette théorie des sécrétions; ils ont vu : 1° que l'on ne sait pas encore où se forment l'urée et les divers composants de l'urine; 2° que le sang contient de l'urée; 3° que ce principe immédiat est éliminé par le rein à mesure qu'il se forme; aussi ne regardent-ils cet organe que comme une surface *éliminatrice* analogue à la peau; 4° que lorsqu'on enlève les reins aux animaux, le sang retient toute l'urée : ce dernier fait a été vérifié par Vauquelin.

On a divisé les liquides sécrétés en *alcalins* et en *acides*. Cette distinction me conduit tout naturellement à parler de l'existence des courants électriques coïncidant avec l'acidité et l'alcalinité dans les corps organisés. Voici le résumé d'un travail intéressant de M. le Dr Donné sur ce sujet (*Ann. de chim. et de phys.*, décembre 1834) : 1° Il existe des courants galvaniques dans les corps organisés; c'est à la surface des membranes et dans les organes hétérogènes qu'il faut les chercher; ils n'existent pas indifféremment dans tous les points du corps, mais ils sont déterminés par l'état acide et alcalin des organes; 2° que l'on mette l'un des pôles d'un galvanomètre très-sensible en contact avec la bouche, qui est alcaline, et l'autre pôle en contact avec la peau, qui est acide, on aura des courants très-manifestes qui feront dévier l'aiguille de 15, 20, et quelquefois de 30 degrés; la membrane muqueuse buccale sera le côté résineux ou négatif, et la peau le côté vitré ou positif; par conséquent, le courant doit aller de la bouche à la peau, de l'intérieur à l'extérieur; 3° lorsqu'on met l'un des pôles du galvanomètre en contact avec la membrane muqueuse gastrique, qui est acide, et l'autre avec la vésicule biliaire, ou même avec l'un des points quelconques de l'intérieur du foie, qui sont alcalins, l'aiguille est déviée de 30, 40 et 50 degrés, quelquefois davantage; cet effet persiste après la mort, parce qu'il résulte d'une action purement chimique; 4° on trouve de semblables courants entre l'estomac et toutes les parties des intestins, entre la rate et l'estomac, la rate jouant le rôle d'organe négatif, entre l'estomac et la vessie, entre ce dernier organe et les intestins, etc.; il n'en existe pas, au contraire, entre les deux reins, ni entre deux portions d'intestins prises à quelque distance l'une de l'autre, ni entre le foie et le pancréas, le foie et la rate, le foie et les intestins, etc.

Quelle peut être l'action physiologique de ces courants, leur influence sur les combinaisons et les décompositions entre les divers éléments de l'organisation? C'est ce que l'on ignore.

Voici les principaux résultats d'un travail intéressant publié par le professeur Andral sur l'état d'acidité ou d'alcalinité de quelques li-

quides, sécrétés ou autres, dans l'état de santé et de maladie. On peut établir en principe que, chez l'homme sain, chacune des différentes humeurs du corps conserve constamment la même réaction, alcaline pour les unes, acide pour les autres; tout au plus peuvent-elles quelquefois devenir accidentellement neutres, lorsqu'on fait arriver dans le sang une grande quantité d'eau, ou lorsque, sans que cette circonstance existe, elles sont sécrétées en abondance beaucoup plus grande que de coutume.

Mais, chez l'homme malade, les humeurs conservent-elles la même espèce de réaction que dans l'état physiologique? Celles qui étaient alcalines dans l'état de santé peuvent-elles, par le fait de la maladie, devenir acides, et réciproquement? Tel est le problème dont M. Andral s'est proposé l'étude, et voici la solution qu'il a donnée.

Sérum du sang.—M. Andral a constamment trouvé ce liquide alcalin; l'intensité de la réaction n'a pas semblé varier sensiblement, quelles que fussent la nature et la durée de la maladie.

Il a été affirmé que, dans le cas où le sang devient très-pauvre en fibrine, et dans le diabétès, l'alcalinité du sérum diminue; aucun fait probant n'a encore été recueilli soit pour, soit contre cette manière de voir.

Vogel rapporte que le sang extrait de la veine d'une femme atteinte de péritonite était parfaitement neutre. M. Andral n'admet pas l'authenticité de cette observation.

Sueur. — Il faut noter d'abord que, dans l'état normal, la peau sécrète deux matières de réaction différente: l'une acide, c'est la sueur; l'autre alcaline, c'est la matière sébacée.

Lorsque la sueur est extrêmement abondante, elle devient neutre; ce phénomène tient à la grande quantité d'eau qu'elle renferme; mais, à part cette circonstance, son acidité ne lui est enlevée par aucune maladie; aucune non plus ne la rend alcaline. Dans les fièvres typhoïdes, dans le diabétès sucré, la sueur continue à être acide.

La sueur n'est donc pas simplement l'eau du sang qui s'échappe à travers la peau, chargée d'une partie des principes du sérum; s'il en était ainsi, la sueur serait alcaline comme le sérum du sang.

Mucus. — Dans toute leur étendue, à l'état sain, les membranes muqueuses fournissent un liquide acide; mais si ce mucus, transparent et sans globules, est remplacé par une matière opaque et pourvue de globules, la réaction acide disparaît, et une réaction alcaline très-prononcée la remplace : ainsi le mucus opaque du coryza, de la bronchite, est constamment alcalin.

Le mucus buccal est acide; la salive est alcaline; il en résulte que, suivant la prédominance de l'un ou l'autre de ces deux liquides, le fluide bucal est acide ou alcalin.

La muqueuse de l'estomac donne, après la mort, une réaction neutre ou acide. Les matières vomies sont ordinairement acides.

Rien de constant dans le duodénum et l'intestin grêle. Alcalinité constante de la muqueuse du colon.

Liquides sécrétés par les glandes. — Les *larmes* sont alcalines; la *salive* l'est également: elle l'est positivement chez les diabétiques. M. Andral s'en est assuré d'une manière formelle; ainsi tombe un des principaux arguments qu'on a fait valoir pour étayer la théorie d'après laquelle on regarde le développement de la glucosurie (diabétès) comme le produit de l'acidification soit du sang, soit d'autres humeurs de l'économie.

L'*urine*, dans l'état de santé, est acide; mais si une grande quantité de boissons aqueuses est ingérée dans l'estomac, elle peut devenir neutre.

Elle se montre aussi, exceptionnellement, alcaline dans les circonstances suivantes: après l'ingestion dans l'estomac de liqueurs alcalines; après l'usage d'une alimentation herbacée; après un régime sévère imposé à un malade, au moment où on recommence à l'alimenter.

On a prétendu que, dans la fièvre typhoïde et dans les maladies de la moelle épinière, l'urine devenait alcaline: c'est une erreur. Dans ces cas, l'urine pure, non altérée, est constamment acide au moment de sa sécrétion; elle ne devient alcaline que quand elle a éprouvé un commencement de décomposition dans la vessie, ou quand elle a été mêlée à du pus provenant de ce réservoir.

Ainsi l'immutabilité de la sécrétion des principes alcalins et acides des humeurs animales est une loi de l'état physiologique aussi bien que de l'état pathologique.

DES LIQUEURS ALCALINES.

DE LA LYMPHE.

On donne le nom de *lymphe* au liquide contenu dans les vaisseaux lymphatiques et dans le canal thoracique des animaux que l'on a fait jeûner pendant 24 ou 30 heures. Mille parties de lymphe de chien sont

formées de 926,4 d'eau, de 0042 de fibrine, de 061,0 d'albumine, de 006,1 de chlorure de sodium, de 001,8 de carbonate de soude, et de 000,5 de phosphates de chaux et de magnésie, et de carbonate de chaux. Brande, dans un travail qu'il a entrepris sur la lymphe, a obtenu des résultats à l'appui de cette analyse: suivant lui, la lymphe contient de l'albumine, un alcali libre et du chlorure de sodium; elle ne renferme point d'acide libre ni de fer. D'après MM. Emmert et Reuss, 91 parties de lymphe des vaisseaux absorbants des chevaux ont fourni une partie de fibrine, 86 $^1/_4$ d'eau, 3 $^3/_4$ d'albumine, de sel marin, de phosphate de chaux et de soude libre. MM. Leuret et Lassaigne ont trouvé que la lymphe des vaisseaux du cou d'un cheval était formée de 925 d'eau, de 57,36 d'albumine, de 3,30 de fibrine, de 14,34 de chlorures de sodium et de potassium, de soude et de phosphates de chaux.

La lymphe de l'homme a fourni à MM. Marchand et Colbery 96,926 d'eau, 0,520 de fibrine, 0,434 d'albumine, 0,312 d'osmazome et perte, 1,544 d'huile grasse, de graisse cristalline, de chlorures de sodium et de potassium, de carbonates et lactates alcalins, de sulfate de chaux, de phosphate de chaux et d'oxyde alcalin.

Rees a comparé le chyle et la lymphe d'un jeune âne qui avait été nourri de haricots et d'avoine, et a trouvé:

	Chyle.	Lymphe.
Eau	90,237	96,536
Albumine	3,516	1,200
Fibrine	0,370	0,120
Extrait soluble dans l'eau et l'alcool	0,332	1,310
Extrait soluble dans l'eau seulement	1,233	0,240
Graisse	3,601	traces.
Sels et traces d'oxyde de fer	0,711	0,585
	100,000	100,000

La lymphe est sous forme d'un liquide rosé, légèrement opalin, quelquefois d'un rouge de garance, d'autres fois jaunâtre; son odeur est spermatique, sa saveur salée; son poids spécifique est de 1022,28, celui de l'eau étant 1000; elle ne rougit point l'*infusum* de tournesol. Évaporée jusqu'à siccité, elle laisse une très-petite quantité de résidu verdissant légèrement le sirop de violettes. Soumise à l'action électrique d'une batterie de trente paires de plaques de zinc et de cuivre, elle fournit de l'albumine coagulée et de l'alcali, qui se portent au pôle négatif (Brande). Elle se mêle en toutes proportions avec l'eau; l'alcool la rend trouble; abandonnée à elle-même, elle se prend en masse; sa

couleur rose devient plus foncée, et l'on voit paraître des filaments rougeâtres, imitant par leur disposition des arborisations irrégulières: elle est alors formée de deux parties distinctes, l'une solide, l'autre liquide; si on sépare cette dernière, elle ne tarde pas aussi à se prendre en masse. La portion solide, analogue jusqu'à un certain point au caillot de sang, passe au rouge écarlate par son contact avec le gaz oxygène, et au rouge pourpre lorsqu'on la met dans du gaz acide carbonique.

DE LA SYNOVIE.

La synovie est un liquide exhalé par une membrane mince qui entoure les articulations mobiles. Margueron a trouvé dans 100 parties de synovie de bœuf, recueillie en incisant les articulations du pied, 80,46 parties d'eau, 4,52 d'albumine, 11,86 de matière filandreuse ou d'albumine modifiée, 1,75 de chlorure de sodium, 0,71 de soude, 0,70 de phosphate de chaux. Suivant Fourcroy, il y a, en outre, une matière animale particulière qui paraît être de l'acide urique.

La synovie de *bœuf*, récemment extraite de l'articulation, est fluide, visqueuse, demi-transparente, et d'un blanc verdâtre; son odeur est analogue à celle du frai de grenouille; sa saveur est salée. Abandonnée à elle-même, elle ne tarde pas à devenir gélatineuse, puis reprend son premier état, perd de sa viscosité, et laisse déposer une substance visqueuse. Les acides faibles versés dans la synovie la rendent plus fluide et en séparent la matière filandreuse.

La synovie de l'homme est analogue à celle du bœuf; on y trouve une grande quantité d'albumine, une matière grasse, une matière animale soluble dans l'eau, de la soude, des chlorures de sodium et de potassium, du phosphate et du carbonate de chaux (Lassaigne et Boissel).

La synovie de l'éléphant contient, d'après Vauquelin, de l'eau, de l'albumine, une petite quantité de filaments blancs semblables à de la fibrine, des carbonates de soude et de chaux, des chlorures de sodium et de potassium, et une matière animale particulière coagulable par l'alcool et par les acides, et que le tannin précipite tout à coup.

DES EAUX DE L'AMNIOS ET DE L'ALLANTOIDE.

L'*eau de l'amnios de la femme* est sécrétée par la membrane interne du sac ovoïde dans lequel nage le fœtus. Suivant Vauquelin et Buniva elle est formée d'un peu d'albumine semblable à celle du sang, d'une

matière caséiforme, de chlorure de sodium, de phosphate de chaux, de carbonate de chaux, de carbonate de soude, et de beaucoup d'eau, puisque l'albumine et les sels ne forment que les 0,012 de son poids. Elle a une couleur blanche un peu laiteuse, une odeur douce et fade, une saveur légèrement salée; son poids spécifique est de 1,005 : elle verdit le sirop de violettes d'une manière marquée, et cependant elle rougit l'*infusum* de tournesol : l'agitation y produit une écume considérable; elle est précipitée par la potasse, l'alcool, l'*infusum* de noix de galle, et l'azotate d'argent; les acides, au contraire, l'éclaircissent.

Matière caséiforme.— Suivant les auteurs déjà cités, cette matière doit être regardée comme une substance particulière, à laquelle l'eau de l'amnios doit son aspect laiteux. Elle est blanche, brillante, douce au toucher, et a l'aspect d'un savon nouvellement préparé; elle est insoluble dans l'eau, et sans action sur l'alcool et les huiles; les alcalis caustiques en dissolvent une partie, avec laquelle ils forment un savon, si l'on en juge par l'odeur, la saveur et la propriété de précipiter par les acides; elle décrépite sur le feu, se dessèche, noircit, répand des vapeurs huileuses, empyreumatiques, et laisse un charbon abondant et difficile à incinérer; la cendre qui en résulte est grise, et presque entièrement formée de carbonate de chaux. L'eau de l'amnios se dépose sur le corps du fœtus, et paraît servir à modérer les fonctions de la peau, en raison de sa douceur et de son onctuosité.

Berzelius a annoncé, dans l'eau de l'amnios de la femme, l'existence de l'acide *fluorhydrique* (fluorique). M. Regnauld, pharmacien de l'hôpital des Cliniques, en a retiré tout récemment de l'urée. M. Lassaigne a trouvé dans l'eau de l'amnios d'une jeune fille, à cinq mois de grossesse, ..,85 d'eau, 0,60 d'albumine et de matière extractive azotée, 0,55 de chlorures de potassium et de sodium, de carbonate de soude, et de traces de phosphates de soude et de chaux, et de sulfate de soude.

Eau de l'amnios de la vache.— Elle est formée, d'après M. Lassaigne, dans les derniers mois de la gestation, de beaucoup d'albumine, de mucus, d'une matière jaune analogue à celle de la bile, de chlorures de sodium et de potassium, de carbonate de soude, et de phosphate de chaux. Suivant M. Lassaigne, c'est à la précipitation d'une partie du mucus et de matière jaune qu'il faut attribuer la matière visqueuse qui enduit tout le corps du fœtus de vache, surtout au moment du part.

Eau de l'amnios de la jument. — Elle contient du mucus, un peu d'albumine, une matière jaune, et les mêmes sels que la précédente (Lassaigne).

Eau de l'allantoïde de la vache. — Elle est formée d'albumine, d'os-

mazôme, de beaucoup d'allantoïne, présentant toutes les propriétés de l'acide décrit, par Vauquelin et Buniva, sous le nom d'acide *amniotique,* d'une matière mucilagineuse azotée, d'acide *allantoïque,* d'acide lactique et de lactate de soude, de chlorhydrate d'ammoniaque, de chlorure de sodium, de beaucoup de sulfate de soude, de phosphates de soude, de chaux et de magnésie (Lassaigne).

Eau de l'allantoïde de la jument. — Elle contient de l'albumine, une matière mucilagineuse, de l'acide lactique, des chlorures de sodium et de potassium, beaucoup de sulfate de potasse, des phosphates de chaux et de magnésie (Lassaigne).

DES HUMEURS DE L'ŒIL.

Humeur aqueuse. — Cette humeur, placée dans les chambres antérieure et postérieure de l'œil, est formée, suivant Berzelius, de 98,10 d'eau, d'un peu d'albumine, de 1,15 de chlorure de sodium et de lactate de soude, de 0,75 de soude, avec une matière animale soluble seulement dans l'eau ; son poids spécifique, suivant Chenevix, est de 1,0053. Ce chimiste la considère comme composée de beaucoup d'eau, d'un peu d'albumine, de gélatine et de chlorure de sodium. Nicolas y admet, en outre, du phosphate de chaux.

Humeur vitrée.— Cette humeur est derrière le cristallin. On y trouve, suivant Berzelius, les mêmes principes que dans l'humeur aqueuse, mais dans des proportions un peu différentes ; ainsi il y a 98,40 d'eau, 0,16 d'albumine, 1,42 de lactates et de chlorures, et 0,02 de soude et de matière animale. Chenevix pense qu'elle contient moins d'eau, et plus d'albumine et de gélatine que l'humeur aqueuse ; il y admet en outre du chlorure de sodium.

Cristallin. — D'après Berzelius, il renferme 58 parties d'eau, 25,9 de *matière particulière* azotée, que l'on dit être du caséum, 2,4 de lactates, de chlorures et de matière animale soluble dans l'alcool, 1,3 de matière animale soluble dans l'eau avec quelques phosphates, 2,4 de membrane cellulaire insoluble. — *Propriétés de la matière particulière.* Elle est soluble dans l'eau, et coagulable par la chaleur ; ainsi coagulée, elle possède, à la couleur près, tous les caractères de la matière colorante du sang ; on peut en obtenir des cendres contenant un peu de fer (Berzelius). Chenevix regarde le cristallin comme formé d'un peu d'eau, d'albumine et de gélatine. Nicolas a obtenu des résultats analogues. Ces chimistes ont cru que la gélatine faisait partie des humeurs de l'œil, parce qu'elles précipitent par la noix de galle ; mais ce réactif

ouvant précipiter l'albumine et plusieurs autres matières animales, ne uffit pas pour en faire admettre l'existence.

Cataracte. — Chenevix fait entrevoir que la formation et le dévelop-ement de la cataracte pourraient tenir à ce que l'albumine aurait été oagulée par de l'acide phosphorique qui se serait produit dans l'œil nalade Suivant. Granpengiesser, dans la *cataracte laiteuse,* l'albumine e l'humeur vitrée subirait une espèce de coagulation, deviendrait omme graisseuse, dissoudrait une portion de l'albumine demi-coagu-ée, et aurait un aspect laiteux.

Matière noire de la choroïde. — Elle est azotée et insoluble dans l'eau, alcool, l'éther et l'acide acétique, soluble à chaud dans l'acide sulfu-que qu'elle colore en noir, soluble dans les alcalis caustiques, d'où le est précipitée, sans altération, par les acides.

DES LARMES.

Les larmes sécrétées par la glande lacrymale sont composées, suivant ourcroy et Vauquelin, de 0,96 d'humidité, et de 0,4 des matières so-des suivantes : de quelques traces de soude caustique, de phosphates e chaux et de soude, de chlorure de sodium et de mucus, qui devient nsoluble dans l'eau par l'action de l'air atmosphérique ou de l'oxy-ène, et qui est précipité par l'alcool. Jacquin les croyait formées d'eau, e soude, et de chlorure de sodium. Suivant Pearson, elles ne renfer-nent point de soude, mais de la potasse. Le liquide lacrymal d'un che-al a fourni à Landerel de l'eau, de l'albumine, du chlorure de so-ium, du phosphate et du carbonate d'ammoniaque, du carbonate de oude et une substance jaune qui, traitée par l'éther, a donné de l'urée unâtre, d'une saveur désagréable et alcalescente.

DE LA LIQUEUR SPERMATIQUE.

Le sperme sécrété dans les testicules se mêle, lors de son émission, l'humeur liquide et laiteuse de la prostate. Il est alors formé, suivant auquelin, de 900 parties d'eau, de 60 parties de mucus animal d'une ature particulière, de 10 de soude, de 30 de phosphate de chaux, et e quelques traces de chlorure de sodium, et *peut-être* d'azotate de haux. Jordan le considère comme composé d'eau, d'albumine, de gé-atine, de phosphate de chaux et de matière odorante; John y admet de eau, une matière muqueuse particulière, des traces d'albumine modi-ée et analogue au mucus, une très-petite quantité d'une matière so-

luble dans l'éther (?), de la soude, du phosphate de chaux, un chlo-rure, du soufre, et une matière odorante. Berzelius a annoncé, dans les *Annales de chimie*, qu'il était composé d'une matière animale particu-lière, et de tous les sels du sang. J'ai cru devoir rapporter les princi-pales opinions émises sur ce liquide important; la différence des résultats obtenus par des chimistes aussi distingués prouve combien l'analyse animale est peu avancée, et combien il est difficile de juger quels sont les travaux qui doivent être préférés.

Le sperme est incolore et épais; si on l'abandonne à lui-même, il devient liquide au bout de vingt ou vingt-cinq minutes, et même plu-tôt, si on l'a soumis à une douce chaleur. Vu au microscope, on y dé-couvre une grande quantité d'animalcules ayant la forme de têtards ou de petites anguilles, dont l'une des extrémités présente une sorte d'an-neau, et qui se meuvent avec une grande vitesse. Selon plusieurs ob-servateurs, les propriétés fécondantes du sperme seraient dues à ces animalcules. Distillé, il fournit une très-grande quantité de sesquicar-bonate d'ammoniaque. Exposé à l'air sec et chaud, il s'épaissit, se prend en écailles solides, fragiles, demi-transparentes, semblables à la corne, et fournit du phosphate de chaux cristallisé; si l'air est chaud et humide, il s'altère, jaunit, exhale l'odeur du poisson pourri, de-vient acide, et se recouvre d'une grande quantité de *byssus septica*. L'eau ne le dissout que lorsqu'il a été liquéfié; le *solutum* fournit un précipité floconneux par le chlore ou par l'alcool. Il est très-soluble dans les acides et moins soluble dans les alcalis.

La liqueur spermatique du cheval a fourni à M. Lassaigne du mucus, de la soude, des chlorures de potassium et de sodium, des phosphates de chaux et de magnésie, et une substance à laquelle il a proposé de donner le nom de *spermatine*. Cette substance est soluble dans l'eau, qu'elle rend visqueuse; ainsi dissoute, elle n'est point coagulée par la chaleur; les alcalis, les acides, l'azotate d'argent, le tannin, le sublimé corrosif, le sulfate de fer, et l'acétate de plomb, ne la précipitent pas; il n'en est pas de même du sous-acétate de ce dernier métal, de l'azotate de protoxyde de mercure, du protochlorure d'étain et de l'alcool, qui la font naître des précipités blancs caséiformes ou floconneux.

Matière qui enduit le vagin pendant le coït. — Elle renferme de l'al-cali libre (Vauquelin). Suivant Fourcroy, celle qui lubrifie le vagin con-tient de l'eau, une matière animale visqueuse, déliquescente, semblable à la gélatine et à l'albumine.

DU MUCUS ANIMAL.

Le mucus se trouve à la surface de toutes les membranes muqueuses, dans les cheveux, les poils, la laine, les plumes, les écailles de poisson, etc.; on dit que lorsqu'il est desséché il constitue presque à lui seul les durillons, les ongles, les parties épaisses de la plante des pieds et les cornes; les écailles sèches que l'on remarque quelquefois à la surface de la peau en sont entièrement formées; la bile en contient également. On ne sait pas encore si le mucus de ces diverses parties est identique.

Mucus liquide. — Il est transparent, visqueux, filant, inodore et insipide. Exposé à l'air, il se dessèche; chauffé, il ne se coagule point et ne se prend point en gelée. Il ne précipite pas le bichlorure de mercure, comme le font les liquides albumineux; il ne trouble pas l'infusion de noix de galle, ce qui le distingue des dissolutions de gélatine et d'albumine; il précipite par l'acétate de plomb.

Mucus solide. — Il est demi-transparent comme la gomme, fragile, insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther, susceptible de se gonfler et de se ramollir dans le premier de ces liquides; il est peu soluble dans les acides. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose et fournit une très-grande quantité de sesquicarbonate d'ammoniaque; mis sur les charbons ardents, il fond, se boursoufle, et répand l'odeur de la corne décomposée par le feu. On doit à Fourcroy et à Vauquelin, à Berzelius et Hatchett, presque tout ce que l'on sait sur le mucus.

Après avoir parlé de ce corps en général, je vais examiner quelques espèces en particulier, et noter, d'après Berzelius, les différences qu'elles présentent.

Mucus des narines et de la trachée. — Il est alcalin et formé, suivant Berzelius, de 933,9 d'eau, de 53,3 de matières muqueuses, de 5,6 de chlorures de potassium et de sodium, de 3 de lactate de soude uni à une substance animale, de 0,9 de soude, de 3,5 de phosphate de soude, d'albumine, et d'une matière animale insoluble dans l'alcool et soluble dans l'eau. Ce mucus était très-consistant, et aurait fourni une plus grande quantité d'eau s'il eût été plus fluide. Suivant Fourcroy et Vauquelin, le mucus des narines, dans le coryza ou rhume de cerveau, contient de l'eau, du chlorure de sodium, de la soude libre, du mucus, et quelques traces de phosphate de chaux et de soude. Les propriétés du mucus des narines ne diffèrent presque pas de celles que j'ai attribuées au mu-

cus en général, d'après Fourcroy et Vauquelin. Brande dit que le mucus de la trachée-artère n'est précipité ni par l'alcool ni par les acides.

Mucus de la vésicule du fiel. — Il est plus transparent que celui des narines, et a une teinte jaunâtre qu'il reçoit de la bile. Quand il est desséché, il se ramollit dans l'eau; mais il perd une partie de ses propriétés muqueuses. Il se dissout dans les alcalis, devient beaucoup plus fluide, et peut en être précipité par les acides. L'alcool le coagule en une masse grenue, jaunâtre, à laquelle on ne peut pas rendre les propriétés du mucus. Tous les acides y font naître un *coagulum* jaunâtre qui rougit l'*infusum* de tournesol.

Mucus du canal digestif. — Le mucus de l'*œsophage* paraît neutre jusqu'au cardia, au moins pendant la digestion. *Mucus de l'estomac* (voy. *Suc gastrique*). *Mucus des intestins.* — Il est alcalin dès le commencement du duodénum; mais, de même que la salive, il peut changer de caractère dans quelques affections (Donné). Lorsqu'il a été desséché, on ne peut pas lui rendre ses propriétés muqueuses par l'addition de l'eau; les alcalis produisent cet effet, mais le mucus est toujours opaque.

Mucus des conduits de l'urine. — Il est alcalin et perd totalement ses propriétés par la dessiccation : alors il paraît cristallisé, et acquiert une couleur rosée qu'il doit à l'acide urique; il est très-soluble dans les alcalis, et ne peut être séparé de ces dissolutions par les acides; le tannin le précipite sous forme de flocons blancs.

Mucus de la salive. — Il est blanc, insoluble dans l'eau, soluble en grande partie dans la potasse et dans la soude, d'où il peut être précipité par les acides; la portion qui ne se dissout pas dans ces alcalis disparaît facilement dans l'acide chlorhydrique, et ne peut pas être précipitée par une nouvelle quantité d'alcali. Les acides acétique et sulfurique étendus d'eau, ne le dissolvent pas, mais le rendent transparent et corné. Suivant Brande, l'acétate de plomb ordinaire le précipite, tandis que l'*infusum* de noix de galle, les bichlorures de mercure et d'étain, ne le précipitent point; ce chimiste croit, après avoir soumis le mucus à l'action du fluide électrique, qu'il pourrait bien être composé d'albumine et de sel commun, ou d'albumine et de soude. Berzelius pense que le mucus de la salive est fourni par la membrane muqueuse de la bouche, et par conséquent qu'il n'entre pas comme partie essentielle de la composition de la salive : cette opinion n'est pas généralement partagée. D'après M. Caventou, la salive devient bleuâtre par l'acide chlorhydrique.

DE L'OSMAZOME (de ὀσμή, odeur, ζωμὸς, bouillon).

EXTRAIT ALCOOLIQUE DE VIANDE.

Lorsqu'on traite par l'eau distillée de la chair musculaire coupée en petits morceaux, et qu'on chauffe la dissolution pour coaguler l'albumine qu'elle renferme, on obtient, par la filtration, un liquide, lequel, étant évaporé jusqu'à siccité, donne un produit brunâtre; en faisant agir l'alcool sur ce produit, on dissout une matière qui a l'apparence d'un extrait, si l'on fait évaporer la dissolution alcoolique; cette matière est l'*osmazôme*. Loin de pouvoir considérer ce corps comme un principe immédiat particulier, il ne constitue évidemment qu'un mélange encore mal défini de plusieurs substances, dont quelques-unes ont probablement été produites pendant la cuisson : aussi n'ai-je consacré à l'histoire de ce corps un article à part, que parce que, dans un assez grand nombre d'analyses animales, plusieurs auteurs annoncent en avoir trouvé des proportions variables.

Il a la consistance d'un extrait; il est liquide, jaune rougeâtre foncé, d'une odeur analogue à celle du bouillon, d'une saveur de jus de viande légèrement salée, à peine altérable à l'air, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool étendu; sa dissolution aqueuse est abondamment précipitée par la noix de galle, l'acétate de plomb, les azotates d'argent et de protoxyde de mercure. Il contient une petite quantité de chlorure de sodium, qui contribue nécessairement à la formation de quelques-uns des précipités dont je parle. On le croit très-nutritif, et l'on pense que les meilleurs bouillons en contiennent $1/7$ de leur poids.

DES LIQUEURS QUE RENFERMENT LES MEMBRANES SÉREUSES.

Ces liquides ne sont pas toujours identiques; cependant on peut dire qu'*en général* ils sont alcalins et formés d'eau, d'albumine, d'une matière incoagulable, sorte de mucus gélatiniforme, d'une matière fibrineuse et de carbonate de soude. Ils deviennent acides dans certaines inflammations des membranes séreuses (Donné). La *sérosité des ventricules latéraux du cerveau*, analysée dès l'année 1811 par M. Haldat, et depuis par Berzelius, a été examinée de nouveau par M. Lassaigne, chez un homme atteint d'arachnoïdite chronique, et il y a trouvé 987,5 parties d'eau, 8 d'albumine avec quelques traces de matière grasse, 3,5 de chlorures de sodium et de potassium, de carbonate et de phosphate

de soude, et 1 de phosphate de chaux. La liqueur recueillie dans la cavité de l'arachnoïde spinale du même sujet contenait les mêmes substances dans des proportions différentes. Dans un cas d'hydropisie ascite, M. Coldefy-Dorbs a trouvé, dans le sérum *gluant* qui avait été extrait par la ponction, de l'albumine colorée, une matière sucrée, un corps gras saponifiable, du mucus, des parcelles de soufre et d'acide cyanhydrique, et des chlorures de sodium et de calcium. M. Dublanc, ayant eu occasion d'analyser un liquide limpide retiré par la ponction dans un cas d'ascite, l'a vu formé de 351,9 d'eau, de 145 d'albumine (quantité énorme), de 7 de soude, de 1 de gélatine ou d'albumine altérée, et de 1,4 de sel commun. Enfin Landerer y a trouvé une fois de l'eau, une matière grasse analogue à la cholestérine, de l'albumine, du sulfate de soude, et des chlorures de sodium, de calcium et de magnésium.

Exsudation péritonéale à la suite d'une fièvre puerpérale. — Wolf a retiré, sur 100 parties : eau avec traces d'acide acétique libre, 91,9875; albumine, 5,9333; caséum, 0,3350; osmazôme, 0,0317; matière analogue à la salive, 0,2767; graisse, 0,0317; matière analogue à la cholestérine, 0,0133; lactate de soude, 0,1867; lactate ou acétate de magnésie, 0,0629; albuminate de soude, 0,0030; chlorure de sodium, 0,5780; carbonate de soude, 0,1416; sulfate de potasse, 1,0161; phosphate de soude, 0,0153; phosphate de chaux mêlé d'oxyde de fer, 0,0113; carbonate de chaux, 0,0262; perte, 0,0757.

DE LA SÉROSITÉ DES VÉSICATOIRES.

Cent parties de sérosité ont fourni 5,25 d'albumine coagulable, ayant quelque analogie avec la fibrine, 0,50 d'albumine plus soluble dans l'eau, 0,26 de sels, et 93,99 d'eau (Brandes et Reimann).

DU LIQUIDE CÉPHALO-RACHIDIEN.

Le liquide contenu dans le canal vertébral du *cheval* contient, d'après M. Lassaigne : eau, 98,180; matière odorante azotée, 1,104; albumine, 0,035; chlorure de sodium, 0,610; carbonate de soude, 0,060; phosphate de chaux et traces de carbonate, 0,009. Celui de l'homme a fourni : eau, 98,564; osmazôme, 0,474; albumine, 0,088; soude, matière animale, phosphate de soude, 0,036; chlorure de sodium et de potassium, 0,081; phosphate de chaux, 0,017.

De la sérosité des ventricules du cerveau. — D'après M. Lassaigne, elle est analogue au liquide céphalo-rachidien.

Epanchement hydrencéphalique chez un enfant. —Landerer l'a trouvé formé de chlorure de sodium 2, de chlorure de calcium 1, de sulfate de soude 3, de phosphate de chaux 1,5, de carbonate de chaux 1, de lactate de soude et de matière grasse soluble dans l'éther 2,5, d'osmazôme 1, d'albumine 2, d'acide lactique 2, et d'acide carbonique.

DES LIQUEURS ACIDES.

Ces liqueurs sont le suc gastrique, l'humeur de la transpiration, l'urine et le lait.

DE L'HUMEUR DE LA TRANSPIRATION.

La sueur, séparée du sang par les vaisseaux exhalants de la peau, est formée, suivant M. Thénard, d'acide acétique, d'un peu de matière animale, de chlorure de sodium, et peut-être de chlorure de potassium, d'un atome de phosphate terreux et d'oxyde de fer. Berzelius n'admettait, dans cette humeur, que de l'eau, de l'acide lactique, du lactate de soude uni à une matière animale, et des chlorures de potassium et de sodium : il niait l'existence des acides acétique et phosphorique, admise par plusieurs chimistes. Haller et Sorg, pour expliquer l'odeur de la sueur, ont avancé qu'elle contenait les aliments à l'état de vapeur. John croit que la sueur des parties génitales de la femme renferme la même substance volatile et odorante que le *chenopodium vulvaria*. D'après le Dr Anselmino, la sueur contient de l'eau, une matière azotée odorante, une matière qu'il appelle *salivaire*, qui est soluble dans l'eau et non dans l'alcool, de l'acide acétique *libre*, et non de l'acide lactique, un acétate alcalin, des chlorures de sodium et de potassium, et des sulfates de soude et de potasse : la sueur du cheval renferme plus de matière animale et de phosphate de chaux; il n'y a point décelé d'urée, comme Fourcroy l'avait annoncé (*Journ. complém. des sciences médicales,* mars et juin 1827).

La sueur est un liquide incolore, d'une odeur plus ou moins forte et variable, d'une saveur salée, et facilement putréfiable; elle tache les étoffes sur lesquelles elle tombe, et rougit le papier de tournesol, excepté sous les aisselles, autour des parties génitales, et entre les orteils, où elle est manifestement alcaline, d'après M. Donné. J'ai dit que l'odeur de la sueur n'est pas toujours la même; non-seulement elle

varie dans les divers animaux, mais encore suivant les parties du même animal d'où elle s'exhale. D'après Barruel, elle contiendrait le principe odorant qu'il a pu dégager en traitant le sang des animaux par l'acide sulfurique concentré (voy. p. 724).

On connaît les belles observations de Sanctorius, de Lavoisier et de Séguin, sur l'humeur de la transpiration ; ces observations sont entièrement du ressort de la physiologie. — *Sueur des ictériques.* John dit dans son ouvrage : «La sueur des ictériques *paraît* contenir la matière de la bile, qui jaunit fortement le linge.» — *Sueur dans la fièvre putride.* Suivant Deyeux et Parmentier, elle renferme de l'ammoniaque, et porte le caractère de la putréfaction. — *Sueur critique dans la fièvre de lait et la rougeole.* Gærtner n'y admet point d'acide libre ; Berthollet affirme cependant qu'elle rougit quelquefois l'*infusum* de tournesol. — *Sueur des arthritiques* en bonne santé. Elle contient, suivant Jordan, de l'acide phosphorique. — *Sueur dans la colique des peintres.* Je n'ai jamais pu y découvrir la moindre trace de plomb ni d'aucune préparation saturnine. Il résulte des travaux intéressants de M. Donné, 1° que la sueur est souvent alcaline pendant l'agonie, et qu'il n'est pas rare de la trouver neutre dans quelques maladies; 2° qu'elle paraît acide chez les animaux qui se nourrissent à peu près comme l'homme, tandis qu'elle serait alcaline chez les herbivores (*Ann. de chim.*, déc. 1834).

M. Doyère a constaté que la *sueur visqueuse des cholériques* réduisait à la manière du glucose, les composés cuivriques du réactif de M. Barreswil (voy. *Sucre*, p. 69).

DE L'URINE.

L'urine est sécrétée par les reins ; sa composition varie suivant les animaux ; celle que l'on rend le matin est beaucoup plus chargée que celle qui est rendue immédiatement après le repas.

Urine de l'homme adulte. — Suivant Berzelius, 1,000 parties de ce liquide renferment 933 parties d'eau, 30,10 d'urée, 3,71 de sulfate de potasse, 3,16 de sulfate de soude, 2,94 de phosphate de soude, 4,45 de chlorure de sodium, 1,65 de phosphate d'ammoniaque, 1,50 de chlorhydrate d'ammoniaque, 17,14 d'acide lactique libre, de lactate d'ammoniaque uni à une matière animale soluble dans l'alcool, d'une matière animale insoluble dans cet agent, et qui est combinée avec une certaine quantité d'urée, 1,00 de phosphate terreux avec un atome de chaux, 1,00 d'acide urique, 032 de mucus de la vessie, 0,03 d'acide silicique. Suivant ce chimiste, l'urine contient encore de l'acide butyrique;

elle doit son acidité à l'acide lactique. Vauquelin, Proust, John, etc., l'attribuaient à l'acide phosphorique ; M. Thénard pense qu'elle est due à l'acide acétique. Berzelius est le premier qui ait signalé dans l'urine la présence de l'acide lactique et du lactate d'ammoniaque ; quant à l'acide silicique, Fourcroy et Vauquelin l'avaient annoncé dans l'urine dès l'an VII. Proust, John, et plus tard Vogel, ont trouvé dans ce liquide de l'acide carbonique. Plusieurs de ces chimistes pensent que l'urine renferme, en outre, de la gélatine, de l'albumine, du soufre, etc. Proust y admettait encore du chlorure de potassium, de la résine, et une *substance noire particulière* que l'on peut séparer de l'extrait d'urine au moyen des acides. D'après Liebig, elle contiendrait de la *créatine* et de la *créatinine*. Suivant Wohler, l'urine des jeunes veaux renfermerait de l'allantoïne. M. Alfred Becquerel a dressé le tableau suivant de la composition moyenne de l'urine chez l'homme et chez la femme :

ÉLÉMENTS CHIMIQUES CONTENUS DANS L'URINE.	HOMME.		FEMME.		MOYENNE GÉNÉRALE.	
	Urine des 24 heures.	Composition sur 1,000.	Urine des 24 heures.	Composition sur 1,000.	Urine des 24 heures.	Composition sur 1,000.
Quantité d'urine	1267,2	1000	1371,7	1000	1319,8	1000
Densité	1018,900	»	1015,120	»	1017,010	»
Eau	1227,779	968,815	1337,409	975,052	1282,634	971,935
Matières autres que l'eau et données par l'évaporation directe.	39,521	31,185	34,211	24,948	36,866	28,066
Urée	17,537	13,838	15,582	10,366	16,555	12,102
Acide urique	0,495	0,391	0,557	0,406	0,526	0,398
Sels frais et indécomposables à la température rouge (Chlorures, Sulfates, Phosphates : de chaux, de soude, de potasse, de magnésie)	9,751	1,695	8,426	6,143	(*) 9,089	(**) 6,919
Matières organiques qu'on ne peut isoler et doser séparément (Acide lactique, Lactate d'ammoniaque, Matières colorantes, Matières extractives, Chlorhydrate d'ammoniaque)	11,738	9,261	9,655	8,033	10,696	8,647

Composition des sels fixes sur l'émission de 24 heures et sur 1,000 parties d'urine.

(*) Urine des 24 heures.		(**) Composition sur 1,000.	
Somme	9,089	Somme	6,919
Chlore	0,659	Chlore	0,502
Acide sulfurique	1,123	Acide sulfurique	0,855
Acide phosphorique	0,417	Acide phosphorique	0,317
Potasse	1,708	Potasse	1,300
Bases alcalines et terreuses (Soude, Chaux, Magnésie)	5,181	Bases alcalines et terreuses (Soude, Chaux, Magnésie)	3,944

Plus on examine attentivement les résultats des analyses de l'urine faites par les savants les plus distingués, plus on est convaincu que leur différence doit être souvent attribuée à ce que le liquide n'est pas toujours le même : en effet, tout en supposant que l'urée et les sels qu'il renferme soient à peu près constants, combien la matière animale muqueuse, gélatineuse, albumineuse, etc., ne doit-elle pas varier suivant l'état de santé ou d'indisposition légère dans lequel se trouvent les individus, et suivant une foule d'autres circonstances que les physiologistes saisiront facilement ! Il suffira de savoir que l'urine est un des fluides de l'économie animale les plus susceptibles d'être altérés dans une multitude d'affections, comme je le ferai voir en l'examinant dans les diverses maladies. Le travail de M. Lecanu vient justifier cette assertion, en même temps qu'il établit d'une manière assez précise la constitution normale de l'urine dans diverses circonstances. Voici les résultats de cent vingt expériences qu'il a tentées sur seize sujets différents : 1° La quantité d'urine rendue par un individu est presque toujours la même pour une période de temps donnée, quelle que soit d'ailleurs la quantité d'eau qui a été bue. 2° L'urée est sécrétée en quantités égales, pendant des temps égaux, par un même individu. 3° Il en est de même pour l'acide urique. 4° L'urée et l'acide urique sont sécrétés en quantités variables, pendant des temps égaux, par des individus différents. 5° Les quantités variables d'urée et d'acide urique que différents individus sains sécrètent pendant des temps égaux sont en rapport avec le sexe et l'âge de ces individus ; ces quantités sont plus grandes chez les hommes dans la force de l'âge, que chez les femmes également dans la force de l'âge ; elles sont plus grandes chez ces dernières que chez les vieillards et les enfants. 6° Les sels et les autres éléments urinaires sont sécrétés en quantités variables par le même individu et par des individus différents, pendant des temps égaux.

On sait encore, 1° qu'une alimentation animale abondante augmente la quantité d'acide urique, et que l'inverse a lieu si l'on fait usage d'aliments végétaux ; 2° qu'il y a plus d'urée chez les animaux à jeun et chez ceux qui se nourrissent de viande, que chez les herbivores ; on trouve dans l'urine de ces derniers de l'acide hippurique ; 3° que lorsqu'on enlève les reins aux animaux, l'urée est d'abord excrétée par les intestins, sous forme de sels ammoniacaux ; plus tard, lorsque la vie est sur le point de s'éteindre, on la retrouve dans le sang ; 4° qu'il n'existe pas de carbonates dans l'urine des animaux à jeun ni dans celle des carnivores, qu'on en trouve dans l'urine alcaline, et qu'on peut les

faire disparaître par une alimentation azotée; 5° que l'urine acide des carnivores renferme des phosphates acides qui disparaissent sous l'influence d'un régime végétal.

L'urine de l'homme sain est sous forme d'un liquide transparent, dont la couleur varie depuis le jaune clair jusqu'à l'orangé foncé, d'une saveur salée et un peu âcre, et d'une odeur particulière qui devient ammoniacale lorsqu'il se putréfie; il rougit l'*infusum* de tournesol; son poids spécifique est un peu plus considérable que celui de l'eau. Ces divers caractères sont d'autant plus saillants que l'urine est plus chargée.

Lorsqu'on la fait chauffer dans des vaisseaux fermés, on observe les phénomènes suivants : 1° L'urée et le mucus sont en partie décomposés, et donnent principalement naissance à du carbonate d'ammoniaque et à un peu d'huile empyreumatique. 2° Les acides libres de l'urine sont transformés en sels ammoniacaux par une partie de ce carbonate, qui, étant assez abondant, change ce liquide acide en un liquide alcalin. 3° Le phosphate d'ammoniaque formé ne tarde pas à passer à l'état de phosphate ammoniaco de soude. 4° Le phosphate de chaux, le phosphate ammoniaco-magnésien, et le mucus non décomposé, qui étaient dissous à la faveur des acides libres, se précipitent; il en est de même de l'urate d'ammoniaque. 5° La présence de l'huile change la couleur de l'urine au point de la rendre d'un rouge brun foncé. 6° La majeure partie de l'eau qu'elle contient se volatilise, et vient se condenser dans le récipient avec une portion de carbonate d'ammoniaque. 7° Le phosphate ammoniaco de soude, les chlorures de sodium et d'ammoniaque, et les autres sels solubles de l'urine, ayant perdu l'eau qui les tenait en dissolution, cristallisent. 8° Enfin l'urée non décomposée a éprouvé un grand degré de concentration.

Abandonnée à elle-même, l'urine se refroidit, et dépose le plus souvent, au bout de quelques heures, une plus ou moins grande quantité d'acide urique jaunâtre ou rougeâtre, qui était tenu en dissolution dans le liquide chaud. Si on la laisse assez de temps à l'*air,* l'urée se décompose, donne lieu à de l'ammoniaque qui agit sur les éléments de l'urine comme la chaleur, quoique beaucoup plus lentement; en sorte qu'il se forme d'abord un dépôt d'urate d'ammoniaque, de phosphate de chaux, et de phosphate ammoniaco-magnésien; quelque temps après, quand le liquide est presque entièrement évaporé, l'on obtient des cristaux formés par les sels solubles de l'urine. Si ce liquide est à l'abri du contact de l'air, il ne donne aucune trace d'ammoniaque. Proust en a

conservé pendant six ans dans un flacon de cristal bien bouché : au bout de ce temps, la liqueur s'était foncée un peu en couleur, et avait déposé; mais son odeur était fraîche, et nullement fétide (1).

L'eau ne trouble point l'urine; il n'en est pas de même de l'alcool, qui en précipite toutes les substances qu'il ne peut pas dissoudre. La *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque*, en saturent les acides libres, et précipitent le mucus et les divers sels qui étaient dissous à la faveur de ces acides. Les eaux de *baryte*, de *strontiane* et de *chaux*, agissent de la même manière, et précipitent, en outre, l'acide phosphorique libre et celui que renferment les phosphates de soude et d'ammoniaque. Il est évident encore que si l'urine contient des sulfates, ils doivent être décomposés par la baryte et par la strontiane. L'acide *oxalique* décompose peu à peu le phosphate de chaux de l'urine, et donne lieu à un léger précipité d'oxalate de chaux. Versé dans l'urine évaporée jusqu'en consistance de sirop, l'acide azotique y fait naître une multitude de cristaux d'*azotate acide d'urée* (voy. *Urée*). L'urine, à raison des sels qu'elle renferme, précipite par l'azotate d'argent, par le chlorure de baryum, par les sels calcaires solubles, etc. Le tannin la précipite également en se combinant probablement avec le mucus. L'urine, devenue ammoniacale en se pourrissant, peut être employée en teinture pour faire passer des couleurs rouges à l'amarante, au rouge pourpre, etc., pour monter les cuves d'indigo dites à l'urine.

Urine d'un aliéné qui n'avait bu ni mangé depuis dix-huit jours. — Sa composition était la même que celle de l'urine ordinaire, si ce n'est qu'elle contenait moins d'eau (Lassaigne).

Urine des ictériques. — Il résulte des analyses que j'ai faites en 1811, que l'urine des ictériques contient de la bile; quelquefois j'en ai séparé tous les éléments; d'autres fois je n'ai pu y découvrir que la matière *résineuse* verte. Dans tous les cas, on peut recomposer l'urine ictérique en réunissant les éléments de la bile à l'urine privée de ces éléments. Cruikshank avait annoncé, en 1800, que cette urine contenait de la matière bilieuse, et que l'on pouvait la faire passer au vert par l'acide chlorhydrique.

---

(1) Suivant le Dr Prout, les sédiments rouges de l'urine sont formés d'urate d'ammoniaque, ou d'urate de soude, mêlé avec plus ou moins de phosphates. Il dit avoir trouvé plusieurs fois de l'acide azotique dans les sédiments que l'on appelle *briquetés*, et alors il a pu démontrer l'existence d'un sel d'ammoniaque ou de soude, dont l'acide avait été désigné par lui sous le nom d'acide *purpurique*; ce que l'on concevra si l'on se rappelle l'action qu'exerce l'acide azotique sur l'acide urique (voy. *Acide urique*).

Urine dans l'hydropisie générale. — Thomson et Fourcroy ont démontré l'existence de l'albumine dans cette urine. Suivant Nysten, elle est ammoniacale, et renferme de l'acide acétique, de l'albumine, une matière huileuse colorante, et différents sels; elle ne contient presque pas d'urée. Brugnatelli dit avoir analysé de l'urine des hydropiques dans laquelle il y avait de l'acide cyanhydrique (prussique).

Urine rouge des individus atteints d'anasarque à la suite de la scarlatine. — Analysée par M. Peschier, cette urine a fourni de l'albumine, *le principe colorant du sang,* de l'urée, de la gélatine, du mucus, du chlorure de sodium, du chlorhydrate d'ammoniaque, et du phosphate de chaux (*Journal de chimie médicale,* juillet 1831).

Urine dans les cas de commotion de la moelle épinière. — On a déjà vu plusieurs fois l'urine, dans ces affections, contenir de l'ammoniaque et être alcaline; elle renfermait aussi beaucoup d'albumine (*Journal de chimie médicale,* février 1835).

Urine dans le rachitis. — Les analyses de Chaptal, de Jacquin, de Fourcroy, etc., prouvent que cette urine contient beaucoup de phosphate de chaux, fait d'autant plus remarquable, que les os des rachitiques, sur l'urine desquels on opérait, étaient très-ramollis, et contenaient par conséquent peu de ce phosphate.

Urine des goutteux. — Suivant Berthollet, elle renferme moins d'acide phosphorique que l'urine des individus bien portants, excepté dans le cas de paroxysme. Il paraît à peu près certain qu'à la suite de grands accès de goutte elle contient une quantité variable d'acide urique plus ou moins modifié, et transformé en un corps que l'on a désigné sous le nom d'acide *rosacique.* Tous les observateurs s'accordent à regarder le phosphate de chaux comme un des principes les plus abondants de l'urine des goutteux.

Urine des hystériques. — Cette urine, claire et incolore, renferme à peine de l'urée, et contient beaucoup de chlorhydrate d'ammoniaque, de chlorure de sodium (Cruikshank et Rollo). Il en est à peu près de même de celle des individus sujets à des convulsions. Nysten a analysé l'urine d'une demoiselle affectée d'une maladie nerveuse anomale; il y a trouvé une assez grande quantité d'urée, peu de matière huileuse colorante, de l'acide urique et des sels, en sorte qu'elle se rapprochait beaucoup de l'urine de la boisson.

Urine des syphilitiques soumis à des frictions mercurielles. — D'après M. Cantu, 30 kilogrammes de cette urine auraient fourni environ 1 gramme de mercure métallique. J'ai prouvé depuis qu'en traitant le sédiment de cette urine par le chlore, on en retirait constamment du

mercure métallique, fait qui ne me paraissait pas suffisamment établi par les expériences de M. Cantu. Dans une analyse de ce genre, M. Chevallier a remarqué que l'urine renfermait une grande quantité d'albumine mêlée de matière grasse.

Urine des diabétiques. — Les travaux de Willis, Pool, Dobson, Rouelle le cadet, Gawley, Frank le fils, Nicolas et Gueudeville, Rollo, Dupuytren et Thénard, tendraient à faire croire que cette urine ne contient pas sensiblement d'urée ni d'acide urique; qu'aucun réactif n'indique un acide libre; qu'elle renferme à peine des phosphates et des sulfates; qu'au contraire, elle n'est composée que de sucre de raisin, et d'une certaine quantité de chlorure de sodium (1). Des analyses plus récentes établissent, au contraire, que l'urée est un des éléments de cette urine: ainsi Barruel en a séparé abondamment de l'urine de trois malades atteints de *diabète sucré*. M. Chevreul a analysé l'urine d'un diabétique au commencement de la maladie, et il en a retiré du glucose et *tous les matériaux* de l'urine ordinaire; en examinant de nouveau l'urine de ce malade, rendue plusieurs mois après, il a trouvé un acide organique en partie libre, en partie saturé par la potasse, beaucoup de phosphate de magnésie, un peu de phosphate de chaux, du chlorure de sodium, du sulfate de potasse, du *sucre,* et de l'acide *urique* coloré. M. Chevreul croit que cette urine contenait de l'urée; il se fonde sur la facilité avec laquelle ce liquide fournissait de l'ammoniaque; il en a séparé la totalité du sucre sous forme de cristaux. L'urine des diabétiques a fourni à M. Bouchardat : eau, 837,58; matières solides, 162,42; *urée,* 8,27; *point d'acide urique,* tandis que Simon en a trouvé des traces; *glucose,* 134,42; extrait alcoolique, extrait aqueux, 5,27; sels, 8,69; phosphates et mucus, 0,24; *point d'albumine,* tandis que Simon en a trouvé des traces; oxyde de fer, 0,14. Dupuytren et Thénard avaient pensé, avec Aræteus, Rollo, etc., que le diabétès peut être guéri, à toutes ses périodes, à l'aide d'un régime animal, qui change la nature de l'urine à mesure que chaque organe reprend les fonctions dont il est naturellement chargé; mais l'observation démontre tous les jours que ce traitement, avantageux dans quelques circonstances, n'a été d'aucun secours dans plusieurs autres; et il est même arrivé quelquefois, en l'employant, que l'on a fait disparaître la saveur sucrée de l'urine sans guérir la maladie. Le sulfhydrate d'ammoniaque paraît avoir été utile dans cette

(1) M. Chevallier dit avoir retiré, de l'urine d'un diabétique, du sucre analogue à celui de canne.

affection. M. Bouchardat, qui s'est livré plus récemment à des recherches sur l'urine des diabétiques, a déduit de ses observations les conséquences suivantes :

1° Il s'opère chez les diabétiques une transformation de la fécule en sucre, comparable à celle qu'on produit dans les laboratoires par l'action de la diastase ; cette réaction aurait lieu aussi sous l'influence du gluten et de l'albumine, qui accompagnent la fécule dans l'estomac.

2° Tous les malades affectés de diabétès ont un goût prononcé pour les aliments féculents, le pain et le sucre.

3° La quantité de sucre contenue dans l'urine des diabétiques est en raison directe du pain et des aliments féculents dont le malade se nourrit.

4° Leur soif est aussi en raison directe de la quantité de ces substances qu'ils mangent.

5° Il suffit, pour guérir les malades atteints de diabétès, de supprimer presque complétement les boissons et les aliments sucrés ou féculents qu'ils prenaient auparavant, et de remplacer le pain ordinaire, si abondant en fécule, par du pain de gruau préparé à cet effet, ou par une nourriture de substances fort riches en azote.

Urine dans le diabétès non sucré.—Elle renferme beaucoup d'eau, des proportions variables d'urée, d'albumine, de mucus, de sels, et une petite quantité d'un *sucre* insipide et cristallisable, et que l'on peut transformer en *glucose* sapide, d'après M. Bouchardat, en le chauffant avec de l'eau et de l'acide sulfurique ; sa composition est la même que celle du glucose. Pearson dit avoir vu de cette urine qui n'était pas sucrée, et qui avait l'odeur de vieille bière.

Urine bleue. — Dans certaines maladies aiguës des voies urinaires, l'urine offre une couleur bleue que les anciens ont désignée sous le nom d'urine *irrinée* et d'urine *indique,* à cause de la ressemblance de sa couleur avec celle de la fleur d'*iris germanica,* ou avec celle de l'indigo. Julia-Fontanelle a analysé de l'urine bleue, rendue par deux malades atteints d'une affection aiguë de vessie, et il y a trouvé beaucoup d'albumine et de gélatine, fort peu d'urée, et du *bleu de Prusse* (voy. *Archives générales de médecine,* mai 1823). L'urine d'un enfant de quinze ans qui avait avalé de l'encre, et qui était en proie à une forte colique, lui a également fourni du *bleu de Prusse.* Mojon dit en avoir également retiré de l'urine d'une jeune fille qui prenait journellement, depuis trois semaines, 30 centigrammes de protoxyde de fer (*Journal de chimie médicale,* 1825). Cantin a analysé de l'urine bleue rendue par un enfant de huit ans atteint de douleurs épigastriques, et qui n'était sou-

is à aucun genre de médication, et y a trouvé du *bleu de Prusse* et du sucre de raisin (*Journ. de chim. méd.,* février 1833).

L'existence du bleu de Prusse dans l'urine bleue des individus qui n'ont fait usage d'aucune préparation ferrugineuse a été contestée par M. Braconnot, qui a au contraire retiré de cette urine, par la simple filtration, une matière de cette même couleur, qu'il a proposé de nommer *cyanourine,* et qui était distincte de tous les corps connus. Une des propriétés les plus remarquables de la *cyanourine* est celle de s'unir aux acides, comme le font les alcalis faibles, et de former des composés qui, au minimum d'acide, sont bruns, et d'un rouge de carmin magnifique lorsqu'ils en contiennent une plus grande quantité. L'urine, séparée de la matière bleue par le filtre, renfermait une autre matière d'un noir très-foncé, désignée par M. Braconnot sous le nom de *mélanourine,* et à laquelle il attribue la propriété de colorer certaines urines en noir.

Urine des fièvres dites nerveuses. — Cette urine est souvent ardente, et donne lieu à un dépôt rouge rosé, formé d'acide rosacique et d'acide urique.

Urine des fièvres dites putrides. — Elle contient de l'ammoniaque, et ressemble à de l'urine pourrie. J'ai quelquefois examiné l'urine des malades atteints de ces fièvres, et je me suis convaincu qu'elle verdissait fortement le sirop de violettes au moment où elle était rendue; on y trouvait une assez grande quantité d'ammoniaque, qui provenait de la décomposition éprouvée par une portion d'urée dans la vessie même : en effet, cette urine contenait moins d'urée que celle du même individu dans l'état de santé.

Urine dans la dyspepsie. — Suivant Thomson, cette urine précipite abondamment le tannin, et se pourrit avec facilité.

Urine laiteuse. — Wurzer dit avoir analysé l'urine d'un homme de trente ans, sujet à des affections catarrhales, avec gonflement des seins, et y avoir trouvé une matière caséeuse, fort peu d'urée, et environ $1/_{900}$ du poids de l'urine de l'acide benzoïque. Cabal a trouvé dans l'urine d'une femme de vingt-six ans, veuve depuis plusieurs années, et qui n'avait jamais eu de maladie laiteuse, une matière semblable au caséum. M. Hervez de Chégoin a remis à M. Pétroz, pour l'analyser, de l'urine qui avait été rendue par une femme de quarante-quatre ans, qui mourut à la suite d'un premier accouchement très-laborieux : on n'avait observé chez cette femme ni le gonflement des seins ni les autres symptômes qui accompagnent et caractérisent la fièvre de lait. L'urine était blanche et laiteuse; elle laissait déposer par le repos une

matière floconneuse, blanche, qui présentait la plupart des caractères du *caséum* (*Journ. de chim. méd.*, février 1828).

Urine d'un enfant tourmenté de vers. — Elle contenait beaucoup d'oxalate de chaux, qui se déposait (Fourcroy).

Urine dans l'albuminurie. — Cette urine mousse plus que de coutume; la quantité rendue par les malades est au-dessous du type physiologique; sa couleur varie du brun au rouge, au jaune rougeâtre, etc., suivant la quantité de matière colorante du sang qu'elle renferme; quelquefois cependant cette couleur est normale; elle est tantôt transparente, tantôt trouble; son odeur est faible ou nulle; sa densité, moindre qu'à l'état normal, n'est souvent que de 1,005 à 1,008. Elle est faiblement acide, neutre ou alcaline. Elle renferme de l'albumine; celle qui offre la teinte du vin blanc est celle qui, en général, en contient le plus; la proportion de l'urée et des sels est notablement diminuée. On reconnaît la présence de l'albumine dans l'urine en la chauffant pour obtenir un coagulum, et en la traitant par l'acide azotique, qui précipite l'albumine.

Urine de certains individus dans l'estomac desquels on a introduit des substances particulières. — L'urine est sans contredit de tous les fluides celui qui change le plus facilement de nature par l'ingestion de quelques substances. Mange-t-on des asperges, elle devient fétide; la térébenthine, les résines, les baumes, lui donnent une odeur de violettes; elle acquiert une odeur camphrée lorsque le camphre a été introduit dans l'estomac; si, au lieu de camphre, on prend de l'azotate de fer, du cyanure jaune de potassium et de fer, de l'acide arsénieux, du sulfate de soude, etc., on retrouve ces corps dans l'urine. La promptitude avec laquelle ces substances passent de l'estomac dans la vessie a fait penser qu'il y avait une voie directe de communication entre ces deux organes; cette opinion paraissait fortement appuyée par les analyses chimiques, qui ne démontraient pas l'existence du cyanure jaune dans le sang, tandis qu'il se trouvait dans l'urine. M. Magendie réfute cette opinion; il établit, 1° que les réactifs décèlent ce cyanure dans le sang, si on l'a administré en grande quantité; 2° que ces différentes substances sont absorbées dans l'estomac par les veines, qui les transportent aussitôt au foie et au cœur, de manière que la route suivie par ces matières pour arriver aux reins est beaucoup plus courte que celle qui est admise généralement, savoir : les vaisseaux lymphatiques, les glandes mésentériques, et le canal thoracique.

Il paraîtrait toutefois que les tartrates, les citrates, les malates, les lactates, et en général tous les sels à acides organiques dont les dissolu-

ions aqueuses peuvent se décomposer spontanément au bout d'un certain temps, seraient changés dans l'estomac en carbonates de leurs bases, avant d'être absorbés (Rousseau); l'acide benzoïque subirait aussi dans l'estomac une modification, et serait transformé en acide hippurique.

MM. Millon et Laveran ont vu depuis, en 1844, qu'en administrant 20, 30 ou 40 grammes de tartrate double de potasse et de soude (sel de Seignette), *en huit ou dix heures,* l'urine contenait une proportion variable de carbonate alcalin; tandis qu'en donnant 40 ou 50 grammes du même sel *en peu de temps,* sur 268 fois l'urine était alcaline 175 fois, acide 87 fois, et neutre 6 fois; suivant eux, chez les individus forts, atteints d'indispositions légères, le sel double est digéré; chez les personnes faibles, au contraire, le sel agit comme purgatif.

En terminant l'exposé des différences que l'urine présente dans les maladies, je ferai mention d'un fait rapporté par le D[r] Marcel : il s'agit d'une variété d'urine qui ne contenait ni acide urique ni urée, qui passait au noir bientôt après qu'elle était rendue, et qui ne tardait pas à donner un précipité de la même couleur lorsqu'on la laissait reposer. Prout regarde ce principe noir comme un acide nouveau, qu'il propose de nommer acide *mélanique.*

Des variétés de l'urine dans les animaux.

Urine des mammifères carnivores. — Elle ressemble beaucoup à celle de l'homme; on y a trouvé 846,1 d'eau; 132,2 d'urée, d'extrait alcoolique et d'acide lactique; 0,22 d'acide urique; 5,1 de mucus; 1,2 de sulfate de potasse; 1,16 de chlorhydrate d'ammoniaque et d'un peu de chlorure de sodium; 1,76 de phosphates terreux; 8,02 de phosphates de potasse et de soude; 1,02 de phosphate d'ammoniaque; 3,30 de lactate de potasse.

Cette urine ne contient ni de l'acide urique ni des phosphates, si les animaux ont été nourris avec des substances *non azotées,* et finit même par offrir la même composition que celle des mammifères herbivores.

Urine des mammifères herbivores. Urine du cheval. — D'après M. de Bibra, elle a fourni : eau, 885,09; matière extractive soluble dans l'eau, 21,32; *idem* soluble dans l'alcool, 25,50; sels solubles dans l'eau, 23,40, et sels insolubles, 17,80; urée, 12,44; acide *hippurique,* 12,60; mucus, 0,05. Cette urine ne renfermait pas la plus légère trace d'acide urique. Dans une autre analyse, les proportions de ces matériaux n'étaient pas les mêmes.

L'urine de cheval *diabétique* contient, sur 1,000 parties, 33,30 d'urée, 1,40 d'acide hippurique, etc.; il n'y avait point de sucre (John) M. Lassaigne n'a trouvé dans l'analyse qu'il a faite que 15 parties en urée, en extrait alcoolique et aqueux, en mucus et en acide hippurique.

Urine de bœuf. — Analyse de Sprengel. Eau, 928,2; urée, 40; albumine, 0,10; mucus, 1,90; acide benzoïque, 0,90; acide lactique, 5,16 acide carbonique, 2,50; potasse, 6,64; soude, 5,54; acide silicique 0,36; alumine, 0,04; oxyde de manganèse, 0,01; chaux, 0,65; magnésie, 0,36; chlore à l'état de chlorure, 2,72; acide sulfurique, 4,05 phosphore à l'état de phosphate. M. de Bibra a trouvé, dans 1,000 parties d'urine de bœuf, 19,76 d'urée, 3,55 d'acide *hippurique,* etc., e point d'acide benzoïque.

Urine de vache. — Suivant M. Brande, elle est formée de 65 partie d'eau, de 3,4 d'urée, d'une certaine quantité de matière animale, d 3 de phosphate de chaux, de 15 de chlorure de potassium et de chlor hydrate d'ammoniaque, de 6 de sulfate de potasse, de 4 de carbonate de potasse et d'ammoniaque, et peut-être d'albumine et d'acide hippurique. Rouelle le cadet avait annoncé, dès l'année 1771, l'existence d l'acide benzoïque dans cette urine.

Urine de fœtus de vache. — Elle renferme beaucoup de mucus, un matière animale incristallisable, de l'acide lactique, du sulfate de potasse, des chlorures de potassium et de sodium (Lassaigne).

Urine d'une vache nourrie avec du regain et des pommes de terre. — D'après M. Boussingault, elle contenait de l'urée, de l'hippurate, du lactate, du bicarbonate et du sulfate de potasse, des carbonates de chaux et de magnésie, du chlorure de sodium, de l'acide silicique, de l'acide phosphorique, de l'eau, et des matières indéterminées.

Urine de chameau. — Elle paraît formée d'eau, de matière animal coagulable par la chaleur, de carbonates de chaux et de magnésie, d'acid silicique, d'un peu de sulfate de chaux, et d'un atome d'oxyde de fer de carbonate d'ammoniaque, d'un peu de chlorure de potassium et d sulfate de soude, de beaucoup de sulfate de potasse, d'un atome de carbonate de potasse, d'acide benzoïque ou hippurique, d'urée, et d'huil d'un brun rougeâtre, odorante, communiquant son odeur à l'urine. On n'y a trouvé ni acide urique ni phosphate de chaux, comme Brande l'avait annoncé.

Urine de lapin. — Suivant Vauquelin, elle contient de l'eau, de l'urée très-altérable, du mucus gélatineux, des carbonates de potasse, de chaux et de magnésie, du sulfate de potasse, du chlorure de potas

sium, du sulfate de chaux et du soufre; son odeur est souvent analogue à celle des herbes qui ont servi à nourrir le lapin.

Urine d'âne. — D'après Brande, cette urine contient beaucoup d'urée, du mucus, beaucoup de phosphate de chaux, du carbonate et du sulfate de soude, du chlorure de sodium, et des traces de chlorure de potassium. Elle ne renferme ni acide urique ni acide hippurique.

Urine de cochon d'Inde.— Elle ne contient ni phosphates ni de l'acide urique; mais on y trouve des carbonates de potasse et de chaux, du chlorure de potassium, etc.; elle est par conséquent analogue aux précédentes (Vauquelin).

Urine de cochon domestique. — Cette urine est composée d'urée, de chlorhydrate d'ammoniaque, de chlorure de potassium, de sulfate de potasse, d'un peu de sulfate de soude, d'une trace de sulfate et de carbonate de chaux (Lassaigne, *Journ. de pharm.,* avril 1819).

Urine de castor. — Elle contient de l'eau, de l'urée, du mucus animal, du benzoate ou de l'hippurate de potasse, des carbonates de chaux et de magnésie, du sulfate et du chlorure de potassium, de l'acétate de magnésie, du chlorure de sodium, une matière végétale colorante, et de l'oxyde de fer (Vauquelin).

Urine de chiens nourris avec des substances ne contenant point d'azote. — Cette urine était alcaline, au lieu d'être acide; elle n'offrait aucune trace d'acide urique ni de phosphate de chaux, caractères qui appartiennent en général à l'urine des animaux herbivores.

Urine du chat. — Elle contient de l'acide benzoïque, suivant Gièse; d'après Bayen, elle laisse déposer des cristaux qui paraissent composés d'urée et de sel ammoniac.

Urine du lion et du tigre royal. — Cette urine renferme de l'eau, de l'urée, du mucus animal, des phosphates de soude et d'ammoniaque, des atomes de phosphate de chaux, du chlorhydrate d'ammoniaque, beaucoup de sulfate de potasse, et très-peu de chlorure de sodium (Vauquelin).

Urine des oiseaux. — *Urine d'autruche.* Elle contient beaucoup d'acide urique, du mucus, une matière huileuse, des sulfates de potasse et de chaux, du chlorhydrate d'ammoniaque, du phosphate de chaux, et peut-être de l'acide phosphorique; elle ne renferme point d'urée.

L'*urine du vautour et de l'aigle* contient aussi de l'acide urique (Vauquelin et Fourcroy).

Wollaston a fait, sur l'urine des oiseaux, des remarques fort intéressantes; il résulte de son travail que la quantité d'acide urique qu'elle renferme est presque nulle, lorsque les oiseaux se nourrissent d'herbes

ou de substances non azotées; elle est au contraire très-grande si les aliments qui servent à leur nourriture contiennent beaucoup d'azote.

Urine des reptiles. — L'urine des tortues, qui est liquide, ne fournit qu'un peu de mucus et de chlorure de sodium, et des traces d'acide urique; celle des crocodiles contient beaucoup de carbonate et de phosphate de chaux et de l'acide urique; celle des lézards est complétement composée d'acide urique; celle des serpents est presque entièrement formée par cet acide; celle de la grenouille-taureau (*rana taurina*), et surtout celle du crapaud brun (*bufo fucus* de Laurentini), contient de l'urée (J. Davy).

DU LAIT.

Le lait est sécrété par les glandes mammaires des femelles des mammifères. Il est en général blanc, opaque, d'une odeur particulière peu sensible, et d'une saveur douce et sucrée; sa densité est toujours plus grande que celle de l'eau, et varie de 1,0203 (lait de femme) à 1,0409 (lait de brebis); il est alcalin au papier de tournesol, mais il devient de suite acide lorsqu'on l'expose à l'air; l'opacité du lait est due à une infinité de petits globules graisseux, de 1 à 3 centièmes de millimètre, que l'on aperçoit très-bien au microscope, qui sont suspendus dans le liquide à l'état d'émulsion, et qui sont enveloppés d'une membrane caséeuse.

Deyeux et Parmentier avaient donné, en 1786, l'analyse suivante du lait de vache: « Matière volatile odorante, sucre de lait, substance animale que l'on obtient sous forme de pellicules à la surface du lait, lorsqu'on fait évaporer celui-ci, caséum, chlorures de calcium et de potassium, et peut-être du soufre et de l'ammoniaque. » Suivant ces auteurs, le beurre et le fromage du lait de vache diffèrent dans les portions de lait successives de la même traite; ceux des dernières portions de lait sont meilleurs que ceux des premières. Ils avaient observé, en outre, que le lait d'une vache qui avait été nourrie avec du blé de Turquie était plus sucré, et contenait moins de crème, de petit-lait et d'extrait. Berzelius fit, il y a quelques années, l'analyse du lait écrémé et de la crème. Le lait de vache écrémé, d'un poids spécifique de 1,033, renferme 928,75 d'eau, 26 de caséum, avec quelques traces de beurre, 35,00 de sucre de lait, 1,70 de chlorure de potassium, 0,25 de phosphate de potasse, 6,00 d'acide lactique, d'acétate de potasse, et d'un atome de lactate de fer, 0,5 de phosphates terreux. Cent parties de crème, d'un poids spécifique de 1,0244, contiennent, suivant le même chimiste, 4,5 de beurre séparé par l'agitation, 3,5 de matière caséeuse, précipitée par

la coagulation du lait de beurre, 92,0 de petit-lait, dans lesquels il y a 4,4 de sucre de lait et des sels. L'analyse du lait, faite par John en 1808, offre à peu près les mêmes résultats que celle de Berzelius; cependant cet auteur n'a pas déterminé les proportions des matériaux qui le constituent; il pense, en outre, que le lait renferme une substance aromatique qui ne se condense point, une matière muqueuse et des traces d'un phosphate alcalin. D'après M. Boussingault, le lait contient les proportions suivantes d'eau, de beurre, de sucre de lait, de caséum, d'albumine, et de sels inorganiques.

	Vache.	Anesse.	Chèvre.	Jument.	Chienne.	Femme.
Eau.	87,4	90,5	82,0	88,63	66,30	88,4
Beurre.	4,0	1,4	4,5	à peine.	14,75	2,5
Sucre de lait et sels solubles.	5,0	6,4	4,5	8,75	2,95	4,8
Caséum, albumine, et sels insolubles.	3,6	1,7	9,0	1,60	16,00	3,8

Des recherches intéressantes, publiées en 1832 par M. Lassaigne, établissent: 1° que quarante jours avant le part, le lait de vache, au lieu d'être acide, est *alcalin* et très-chargé d'*albumine*, et qu'il ne renferme ni *caséum*, ni *sucre de lait*, ni acide *lactique*; 2° que dix jours avant le part, ce lait devient doux et légèrement sucré, présente alors des caractères d'acidité aux papiers réactifs, et contient *toutes* les substances qu'on trouve dans le lait ordinaire, plus encore une certaine proportion d'*albumine*; 3° qu'enfin quatre ou six jours après la parturition, ce liquide ressemble, sous tous les rapports, au lait ordinaire (*Ann. de chim. et de phys.*, janvier).

Dans un travail postérieur, M. Lassaigne a voulu déterminer les variations éprouvées par le lait de vache, lorsque l'animal est soumis *au même régime* alimentaire, pendant un temps assez long. Voici les résultats qu'il a obtenus: 1° le lait fourni par ces animaux offre des variations très-sensibles par la densité, la proportion d'eau qu'il renferme, et la quantité de crème ou de matière butyreuse qui s'en sépare spontanément; 2° la quantité d'eau qui existe naturellement dans ce fluide s'élève, d'après la moyenne des expériences, à 87,6 p. 100; 3° la proportion de crème est extrêmement variable et paraît décroître le plus ordinairement à mesure que la densité du lait devient plus grande (*Journ. de chim. méd.*, juin 1832).

Lait de vache.—Les vaches soumises à un régime alimentaire déterminé ne fournissent pas toutes les mêmes quantités de lait: ainsi une vache de Campine, en Saxe, a produit 14,5 de lait par jour; une autre, de

Paris, en a donné 11 p..; tandis qu'une autre, des environs de Berlin, n'en a fourni que 4,7; elles avaient été nourries avec du foin et à l'étable. Elles en ont donné 2,375 pendant le mois de juin, et 759 seulement en février et en mars.

Le lait de vache est un liquide opaque, blanc, plus pesant que l'eau, et doué d'une saveur plus ou moins douce. Lorsqu'on le fait évaporer, il se forme une pellicule qui ne tarde pas à être remplacée par une autre, si on l'enlève, et qui est presque entièrement composée de matière caséeuse et de beurre. Distillé, il fournit un liquide aqueux, qui contient une certaine quantité de lait; évaporé jusqu'à siccité, et mêlé avec des amandes et du sucre, il constitue la *frangipane*.

Si on l'abandonne à lui-même, à la température de 10° à 12°, avec ou sans le contact de l'air, il se sépare en deux parties, une partie aqueuse et la *crème;* celle-ci est produite par les globules graisseux très-légers qui montent à la surface. La crème, formée de beaucoup de beurre, d'une certaine quantité de caséum et de petit-lait, est incolore ou d'un blanc jaunâtre, opaque, molle, onctueuse, et douée d'une saveur agréable. La partie aqueuse ne tarde pas à s'aigrir, surtout si la température s'élève à 25°, et à se transformer en *petit-lait* et en un caillot blanc, opaque, sans onctuosité et sans saveur, qui est du *caséum,* mêlé de beurre; il s'est développé de l'acide lactique, qui a déterminé la coagulation du caséum; rien de semblable ne se serait produit, et le lait n'eût rien perdu de sa qualité, si l'on avait ajouté 2 ou 3 millièmes de bicarbonate de soude.

Si le lait est abandonné à lui-même, dans un vaisseau clos, à la température de 18° à 20°, il se coagule; il se dégage de l'acide carbonique, et il se forme de l'acide lactique et de l'alcool; ce dernier produit n'existe en quantité notable qu'au bout de vingt jours (Parmentier et Deyeux).

Si on laisse le lait pendant quelques jours en contact avec l'*air,* on peut en retirer, par la distillation, une assez grande quantité d'acide acétique. Gay-Lussac est parvenu à conserver du lait pendant plusieurs mois, en le faisant chauffer tous les jours un peu; il a empêché, par ce moyen, la coagulation dont je viens de parler, et la réaction ultérieure des principes du lait les uns sur les autres, c'est-à-dire sa putréfaction. MM. Grimaud et Gallais conservent parfaitement le lait en faisant évaporer la majeure partie de l'eau qu'il renferme au moyen de l'air froid mis en mouvement dans le liquide; le produit solide obtenu porte le nom de *lactéine* ou de *lactoline,* et il suffit de le mêler avec 9 parties d'eau pour régénérer le lait.

Tous les acides s'emparent du caséum contenu dans le lait, et forment avec lui un précipité plus ou moins abondant : c'est sur cette propriété qu'est fondée la préparation du petit-lait par le vinaigre (voy. p. 779). M. Deschamps, de Lyon, a fait voir, en 1814, qu'en chauffant un mélange de deux parties de lait et d'une partie de vinaigre, on obtient un *coagulum*, et que la liqueur filtrée offre à sa surface, avant le trentième jour, une croûte de plus de 2 centimètres d'épaisseur ; cette croûte, desséchée, est transparente, et devient plus mince que la peau de baudruche ; on peut l'employer à divers usages ; elle supporte très-bien l'écriture et les caractères typographiques, et paraît propre à remplacer le plus beau parchemin : cependant, lorsque le temps est très-sec, elle ne peut se ployer sans se casser.

L'*alcool* s'empare de l'eau contenue dans le lait et en précipite la matière caséeuse. Si l'on fait bouillir du lait avec quelques gouttes d'acide acétique, ses globules se réunissent et peuvent être dissous par l'*éther*, tandis que ce liquide, agité seul avec le lait, ne dissout pas ces globules. Plusieurs sels neutres, tels que la plupart des sulfates et le chlorhydrate d'ammoniaque, le sucre et la gomme, précipitent la matière caséeuse du lait lorsqu'on élève la température. Le *sublimé corrosif* le précipite et se combine avec lui (voy. *Fibrine*). Les sels d'étain sont subitement décomposés par ce liquide, et l'on obtient un précipité caillebotté qui contient tout l'oxyde d'étain de la dissolution, et qui est sans action sur l'économie animale ; j'ai prouvé, par des expériences directes faites sur les animaux, que le lait est le meilleur contre-poison des dissolutions d'étain. En mêlant le lait avec une dissolution concentrée de sulfate de soude ou de chlorure de sodium, et en agitant, les globules sont arrêtés ; et si l'on filtre, le liquide filtré est presque transparent. La *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque*, loin de précipiter le lait, dissolvent le caséum précipité par les acides.

Le lait de vache est employé pour préparer la crème, le beurre, le fromage, le petit-lait, le sucre de lait et la frangipane ; on peut s'en servir pour clarifier le sirop de betteraves, dans la peinture en détrempe, etc. Il est très-utile dans une foule de cas d'empoisonnement, soit qu'il agisse comme adoucissant, soit qu'il décompose certains poisons, ou qu'il se combine avec d'autres en les neutralisant.

Essai du lait. — Le lait, au point de vue de son essai, peut être envisagé comme un mélange de deux corps : l'un d'une densité moindre que celle de l'eau, c'est la crème, qui est essentiellement composée de globules gras et d'un peu de caséum, et qui forme environ $^1/_{10}$ du volume du lait ; l'autre, d'une densité plus grande que celle de l'eau, se

compose surtout de caséum et de sucre de lait ou *lactine*, lesquels, suspendus ou dissous, en constituent la partie séreuse et caséeuse, et en forment environ les $^{9}/_{10}$.

Pour juger la qualité ou plutôt la richesse d'un lait, il faut donc pouvoir apprécier, s'il y a eu de l'eau ajoutée, s'il y a eu de la crème enlevée :

1° *Richesse en matière séro-caséeuse.*

On l'apprécie d'après le poids spécifique. La densité des laits dans leur état normal, et en opérant sur un échantillon prélevé sur une traite entière, est le plus ordinairement comprise entre 1,030 et 1,032, à la température de 15° c. On en trouve rarement, du moins chez les vaches bien nourries, qui soient sensiblement au-dessous, à 1,027, par exemple; un petit nombre en ont une plus élevée, et qui peut aller jusqu'à 1,035, 1,036. La plus inférieure à exiger, lorsqu'il s'agit de lait pris dans le commerce, c'est-à-dire provenant de la traite de plusieurs vaches, est de 1,030; c'est celle qui est imposée par le cahier des charges des hôpitaux civils de Paris.

On pourra prendre la densité du lait, soit au moyen de la balance ou, plus commodément, avec un pèse-lait quelconque. Celui de M. Quevenne (lacto-densimètre) offre l'avantage de la donner immédiatement.

2° *Richesse en crème.*

On peut apprécier la quantité de crème contenue dans un lait, de deux manières : au moyen d'une éprouvette graduée ou *crémomètre*, ou bien avec le lactoscope de M. Donné.

Crémomètre. — C'est tout simplement une éprouvette ordinaire graduée en centièmes, dans laquelle on laisse reposer le lait pendant vingt-quatre heures; la crème s'étant rassemblée à la surface par l'effet du repos, on examine combien elle occupe de degrés. Le bon lait ne doit point en donner au-dessous de 10 p. 100.

Lactoscope. — L'idée de la construction du lactoscope repose sur les deux faits suivants : 1° le lait doit surtout son opacité à la matière grasse suspendue sous forme de globules au milieu du liquide séreux; 2° il faut une couche de ce liquide d'autant plus épaisse pour produire le même degré d'opacité, qu'il y a moins de globules en suspension. Le lactoscope consiste en deux glaces parallèles, disposées à la manière d'une lorgnette, pouvant s'éloigner et se rapprocher à volonté au moyen d'une vis, et en une petite ouverture communiquant avec l'intervalle laissé entre ces glaces. Pour essayer le lait, on verse un peu de celui-ci par l'ouverture dont je parle, et, plaçant l'instrument entre l'œil et une bougie qui sert de point de mire, on éloigne ou l'on rap-

proche les glaces, de manière à augmenter ou à diminuer l'épaisseur de la couche de lait interposée, jusqu'à ce que l'on cesse d'apercevoir la lumière. Si le lait est pauvre en globules gras, c'est-à-dire en crème, il a fallu, pour cesser de voir la bougie, rendre plus considérable la couche du lait; si celui-ci était, au contraire, très-riche, on a été obligé de rapprocher fortement les glaces, c'est-à-dire d'amincir la couche de liquide. Un cercle gradué, gravé sur l'instrument même, permet de lire le degré auquel on s'est arrêté. Des instructions accompagnant les instruments dont je parle, je regarde comme inutile d'entrer ici dans de plus grands détails.

Dans tout ce que je viens de dire, j'ai supposé qu'il n'y avait point eu de matière étrangère ajoutée au lait (autre que l'eau); car, dans ce dernier cas, les instruments dont il s'agit sont susceptibles d'induire plus ou moins fortement en erreur.

Ainsi, par exemple, pour ce qui concerne la pesée du lait ou l'appréciation de la densité, si, en même temps que l'on a mis de l'eau, on a ajouté un peu de sucre, on reproduira la densité normale primitive, et tous les pèse-lait possibles n'indiqueront pas que cette densité a été produite artificiellement.

Dans la seconde opération, lorsqu'il s'agit de mesurer la richesse en crème, si l'on se sert du crémomètre, et que le laitier ait ajouté de la cervelle dans le lait après en avoir enlevé la crème, cette cervelle s'élèvera par le repos à la surface du liquide, où elle simulera plus ou moins bien une vraie couche de crème.

Le lactoscope est, il est vrai, plus difficile à mettre en défaut, et l'on ne cite jusqu'ici que les huiles émulsionnées artificiellement qui pourraient induire en erreur : or comme il faudrait, dans ce cas, se servir d'huiles fines, et dès lors d'un prix élevé, cette falsification n'est guère à redouter.

Il faut encore dire, pour signaler tous les inconvénients de l'essai du lait, comme j'en ai indiqué les avantages, que deux des opérations dont je parle ne sont point susceptibles d'une exactitude rigoureuse, même en faisant abstraction des chances de falsification : ainsi le volume de crème dans le crémomètre peut varier d'une manière anormale, suivant l'état de dilution du lait, suivant la température; il peut se cailler avant que la couche de crème ait eu le temps de se former à la surface. Pour le lactoscope, la conformation de l'œil de l'observateur, l'état d'intensité plus ou moins grand de la lumière naturelle environnante, la manière dont la pièce où se fait l'observation est éclairée, le diamètre plus ou moins grand des globules du lait, sont autant

de circonstances qui peuvent rendre les résultats plus ou moins fictifs.

Toutefois, malgré ces inconvénients, il est de fait qu'en employant les uns ou les autres de ces instruments, ou tous concurremment, suivant les circonstances, on parvient très-bien, dans l'usage journalier, à remplir le but; un très-grand degré d'exactitude n'est pas absolument nécessaire pour s'assurer que le lait est bon; et, depuis que l'administration des hôpitaux a ordonné l'usage de ces instruments, la fourniture de cet aliment a éprouvé une grande amélioration.

Mais, dans les circonstances extraordinaires où il est nécessaire d'avoir un degré de certitude rigoureux, dans les cas de contestation entre le fournisseur et l'acheteur, par exemple, un seul mode d'essai peut y conduire, c'est l'analyse chimique; cependant, lorsque la mauvaise qualité du lait atteint des limites extrêmes, comme 60 au lactoscope, 28 au lactodensimètre, ces indications, par le fait même de leur éloignement de la moyenne, revêtent un degré de certitude qui vaut presque l'analyse.

Enfin, j'ajouterai encore que les instruments, aussi bien que l'analyse chimique, ne peuvent éclairer que sur la proportion des éléments que contient le lait, mais qu'ils ne peuvent donner absolument aucun indice sur leur qualité. Il faut donc aussi faire entrer la dégustation au nombre des moyens d'essai du lait, comme formant le complément de ceux que je viens de passer en revue. (Voyez, pour la falsification du lait, mon *Traité de médecine légale*, t. IV, 4e édit., p. 988.)

Lait de femme. — Suivant Deyeux et Parmentier, le lait, pris chez une femme quatre mois après l'accouchement, contient beaucoup de sucre de lait, fort peu de caséum très-mou (2 1/4 à 3 p. 100), beaucoup de crème, des chlorures de sodium et de calcium, une partie volatile odorante, à peine sensible, et peut-être du soufre.

M. Payen a trouvé la composition suivante à un lait de femme recueilli quatre, sept ou dix-huit mois après l'accouchement: eau, 85; matière grasse, 5,16; caséine, 2,40; sucre et sels solubles, 7,44. La composition de ce lait diffère singulièrement, suivant l'époque plus ou moins éloignée de l'accouchement, les aliments dont se servent les nourrices, et même, d'après Deyeux et Parmentier, elle varie dans un même jour. Il a une saveur très-douce et ne peut pas être coagulé; il a peu de consistance, principalement lorsqu'on en a séparé la crème (voy. le tableau de la p. 771).

Lait de chèvre. — Il ressemble beaucoup au lait de vache par ses propriétés et par sa composition, cependant la matière butyreuse qu'il contient est plus solide que celle du lait de vache (Deyeux et Parmentier).

il a été trouvé formé de : eau, 85,50; matière grasse, 4,08; caséine, 4,52; sucre et sels, 5,80 (*Journ. de chim. méd.*, t. IV), ce qui n'est pas parfaitement d'accord avec les expériences de M. Boussingault (voyez p. 771).

Lait de brebis. — Il fournit plus de crème que le lait de vache, mais le beurre que l'on en obtient est plus mou; la matière caséeuse, au contraire, est plus grasse et plus visqueuse; il renferme moins de sérum que le lait de vache; il contient du chlorure de calcium et du chlorhydrate d'ammoniaque (Deyeux et Parmentier). On s'en sert, ainsi que du précédent, pour faire le fromage de Roquefort.

Lait de jument. — Il renferme une très-petite quantité de matière butyreuse fluide, se séparant avec beaucoup de difficulté, un peu de caséum plus mou que celui du lait de vache, plus de sérum et beaucoup plus de sucre de lait que ce dernier, du chlorhydrate d'ammoniaque et du sulfate de chaux (Deyeux et Parmentier); il tient le milieu, par rapport à sa consistance, entre le lait de femme et celui de vache; il est précipité par les acides, et fournit une crème qui ne donne point de beurre. Les Tartares paraissent employer le lait de jument à la préparation d'une liqueur vineuse; il est probable qu'ils le mêlent avec quelques substances, puisque le lait seul n'éprouve point la fermentation spiritueuse (voy. p. 772).

Lait d'ânesse. — Il a beaucoup de rapport avec celui de femme, mais il renferme un peu moins de crème et un peu plus de matière caséeuse molle. Le petit-lait qu'il fournit contient plus de sucre de lait que celui que donne le lait de vache. Suivant Deyeux et Parmentier, le beurre ne se sépare de cette crème qu'avec la plus grande difficulté. Le lait d'ânesse a la consistance, l'odeur et la saveur du lait de femme; il est précipité par l'alcool et par les acides. M. Péligot l'a trouvé formé d'eau, 90,47; de beurre, 1,29; de caséine, 1,95, et de sucre de lait, 6,29. Il a, en outre, démontré, en 1835, 1° que lorsqu'on fractionne les produits des traites, le premier lait est plus riche que le deuxième, et celui-ci plus que le troisième; 2° que le lait s'appauvrit par son séjour dans les mamelles, et perd jusqu'au tiers de la substance solide qu'il renferme; 3° qu'en nourrissant les ânesses avec des carottes, le principe colorant passe dans le lait; que le chlorure et l'iodure de sodium, pris par les mêmes animaux, y passent également; qu'il n'en est pas ainsi des sulfates solubles et des préparations mercurielles; que la proportion des principes solides augmente sous l'influence d'une alimentation avec de la betterave, de la luzerne et de l'avoine (*Journ. de chim. médic.*, juin 1835).

Lait de chienne. — M. Dumas a vu, après avoir soumis des chiennes à un régime de viande pendant quinze jours, que le lait contenait : eau, 77,14; beurre, 7,32; caséine, 11,15; matière extractive, 3,39; sels solubles, 0,45; sels insolubles, 0,57. Après un régime de pain et de bouillon gras, pendant quinze jours, le lait renfermait : eau, 75,90; beurre, 6,84; caséine, 12,17; matière extractive et sucre de lait, 5,04. M. Dumas a tiré de son travail les conclusions suivantes : 1° le lait de chienne nourrie à la manière ordinaire contient une petite quantité de sucre de lait, identique avec celui du lait des herbivores; 2° la présence de ce sucre dans le lait d'un carnivore paraît liée à la présence du pain dans les aliments pris par l'animal; 3° l'alimentation à la viande pure donne un lait dans lequel l'analyse n'a pas permis jusqu'ici de découvrir le sucre de lait. Ces résultats, ajoute M. Dumas, tendent à démontrer quelle différence importante doit présenter le lait d'une femelle herbivore soumise à une alimentation insuffisante, circonstance où elle se rapproche d'une femelle carnivore, et emprunte alors les matériaux de son lait à son sang ou à ses propres tissus (*Comptes rendus*, etc., 29 septembre 1845).

Du beurre (voy. p. 465).

Méthode d'analyse du lait.

On évapore, au bain-marie, jusqu'à siccité, une quantité déterminée de lait; on dessèche le produit à 120°, on le pèse; la différence qui existe entre son poids et celui du lait soumis à l'expérience indique la proportion d'eau contenue dans celui-ci, et qui est d'environ 87 à 88 p. 100 pour le lait de vache de bonne qualité. On épuise le produit sec par un mélange d'alcool et d'éther, qui ne dissout que le beurre; en évaporant jusqu'à siccité la dissolution éthéro-alcoolique, on a le beurre. Le caséum, le sucre de lait, et les sels non attaqués par le mélange d'alcool et d'éther, sont incinérés après avoir été desséchés, afin de détruire le caséum et le sucre de lait. La différence entre le poids des cendres et celui de la matière incinérée représente le poids du caséum et du sucre de lait : on pèse les cendres pour connaître la proportion des sels. Pour déterminer la quantité de caséum et de sucre de lait, on prend du lait *frais* chauffé à 40° ou 50°; on le traite par l'acide acétique, afin de précipiter le caséum et la matière grasse; on filtre, et l'on ajoute à la liqueur filtrée une dissolution d'acétate de plomb, qui précipite les matières albuminoïdes; on filtre de nouveau; la liqueur limpide ne contient que le sucre de lait, dont on détermine la proportion par les pro-

édés optiques (voy. *Polarisation circulaire*, p. 31). Connaissant les uantités de beurre, de sucre de lait et de sels contenus dans le lait, le aséum se trouve dosé par différence.

Du colostrum. — On a donné ce nom au lait que fournissent les maıelles après le part. Il est jaunâtre, moins fluide que le lait; il contient eaucoup d'albumine, très-peu de sucre de lait, et plus de sels que le iit ordinaire. Examiné au microscope, on voit des globules de graisse, u mucus, et des granules de forme irrégulière. Il est purgatif et propre faciliter l'expulsion du méconium.

DU PETIT-LAIT.

Il contient de l'eau, du sucre de lait, de l'acide lactique, une matière ıimale particulière, du chlorure de potassium, du phosphate de poısse et du phosphate de chaux. Il est liquide, transparent, d'un jaune erdâtre, d'une saveur douce et sucrée; il rougit le tournesol.

Préparation. On verse une cuillerée de vinaigre dans un litre de lait ɔrémé bouillant; sur-le-champ la majeure partie du *caséum* et du eurre se précipitent; on décante le petit-lait surnageant, qui est en-ɔre trouble; on le passe à travers un tamis de crin très-serré, et on le ıit chauffer; aussitôt qu'il entre en ébullition, on le mêle avec un lanc d'œuf délayé dans quatre à cinq fois son poids d'eau; il se forme n nouveau *coagulum* composé d'albumine, de *caséum* et de matière utyreuse; on le passe à travers un linge fin, et l'on obtient une liqueur ès-limpide qui est le *petit-lait*. Le procédé suivant est encore préféıble : on délaye dans un peu d'eau une petite quantité de présure que on verse dans le lait; on laisse le mélange sur des cendres chaudes endant quelques heures; on le chauffe ensuite, en évitant de le faire ouillir; le *coagulum* se forme; on en sépare le *sérum*, on le mêle vec un blanc d'œuf bien battu, et on le porte à l'ébullition; aussitôt u'il bout, on y ajoute un peu d'eau mêlée avec une ou deux gouttes de inaigre, et il devient très-clair; on le passe à travers un linge fin.

DU FROMAGE.

Le fromage *frais* n'est autre chose que le *caséum* mêlé de beurre et un peu de sérum, tandis que les fromages que l'on a gardés longemps sont le résultat de la décomposition éprouvée par le caséum. our les obtenir, on expose au grand air le fromage frais bien égoutté salé; on le retourne tous les deux jours, et on sale de nouveau la

partie supérieure : quand il est sec, on le met dans une cave sur un lit de foin, en ayant soin de le retourner encore de temps en temps; il est fait lorsqu'il est devenu gras. A cette époque, il contient de l'aposépédine, de l'ammoniaque unie à l'acide dit *caséique* (voy. p. 640), et un peu de gomme. Un fromage de brebis, non salé, que l'on avait laissé sécher en masse, fournit, au bout de deux ans, 32 p. 100 d'un extrait qui contenait les substances dont je viens de parler; d'autres en donnèrent depuis 28 jusqu'à 36. Proust, à qui l'on doit ces résultats, a prouvé que la fermentation dont il s'agit s'établit sans le concours d'une grande humidité.

Acide caséique. — On a donné pendant longtemps ce nom au caséum pur, à cause de la propriété qu'il possède de s'unir avec les oxydes métalliques; l'existence de ce corps n'a donc pas d'autre importance.

DES PARTIES SOLIDES DES ANIMAUX.

DE LA MATIÈRE CÉRÉBRALE.

La matière cérébrale de l'homme, tour à tour analysée par Jordan, John, Vauquelin, etc., avait fourni à ce dernier chimiste 80,000 parties d'eau, 4,53 d'une substance grasse blanche, 0,70 de matière grasse rouge, 1,12 du corps nommé *osmazôme,* 7,00 d'albumine, 1,50 de phosphore combiné aux matières grasse, blanche et rouge, 5,15 de soufre et de phosphate acide de potasse, de phosphate de chaux et de magnésie, et un peu de chlorure de sodium. Les recherches publiées par M. Couerbe, en 1834 (voy. *Ann. de chim.,* numéro de juin), établissaient que le cerveau contenait, outre les principes précédents, une série de corps distincts qu'il avait désignés sous les noms de *cérébrote,* de *céphalote,* d'*éléencéphole* et de *stéaroconote.* Malheureusement pour ce chimiste, aucun de ces résultats ne s'est trouvé confirmé par les expériences plus précises de M. Frémy. En outre, M. Couerbe, en analysant des cerveaux d'hommes bien portants, d'aliénés et d'idiots, était arrivé à conclure que la proportion du phosphore variait dans ces différents cerveaux, et que l'excès qu'il en trouvait chez les aliénés était la cause de l'irritation vive dont le système nerveux est le siége, et qu'il *exaltait les individus en les plongeant dans un délire épouvantable que nous appelons folie ou aliénation mentale.* Cette assertion ne soutient pas le plus lé-

;er examen, comme l'a fait voir M. Lassaigne. D'après ce dernier chi-
miste, le cerveau normal serait formé de :

	Cerveau entier.	Subst. blanche.	Subst. grise.
Eau.	77,0	73	83
Albumine.	9,6	9,9	7,5
Matière grasse blanche . .	7,2	13,9	1,2
Matière grasse rouge . . .	3,1	0,9	3,7
Acide lactique et sels. . . .	2,0	1,0	1,4
Phosphates terreux. . . .	1,1	1,3	1,2
	100,0		

Dans un travail publié en 1841, M. Frémy a reconnu que la matière blanche grasse, telle qu'on l'avait obtenue jusqu'ici, n'était jamais pure; que, convenablement purifiée, elle présente une réaction acide faible, ce qui lui a fait donner le nom d'acide *cérébrique;* il a de plus constaté l'existence d'un autre acide gras, qu'il a nommé acide *oléophosphorique.* Voici comment il résume la composition du cerveau de l'homme. 1° De l'acide cérébrique isolé ou combiné à la soude et au phosphate de chaux; 2° de l'acide oléophosphorique libre et combiné à la soude; 3° de l'oléine et de la margarine; 4° de faibles proportions d'acides oléique et margarique; 5° de la cholestérine; 6° de l'albumine et de l'eau. D'après cette manière de voir, M. Frémy serait porté à considérer le cerveau comme formé en grande partie d'albumine, d'eau, et d'une sorte de savon.

Suivant M. Lassaigne, la matière blanche du cerveau diffère surtout de la matière grise, en ce qu'elle contient une forte proportion de matière grasse blanche de Vauquelin et peu de matière rouge, tandis que dans la matière grise l'inverse a lieu (*Journ. de chim. méd.*, août 1835, et pag. 780).

La matière cérébrale est sous forme d'une pulpe en partie blanche, en partie grise. Abandonnée à elle-même, elle se putréfie très-facilement, surtout lorsqu'elle a le contact de l'air. Suivant Vauquelin, les matières grasses et l'osmazôme ne sont point sensiblement décomposés; une partie de l'albumine est seulement détruite par la fermentation.

Lorsqu'on traite la matière cérébrale par 3 ou 6 parties d'alcool à 36 degrés et à la chaleur de l'ébullition, le liquide acquiert une couleur verdâtre. Si on délaye dans l'eau la matière cérébrale fraîche, on peut en coaguler l'albumine par la chaleur, par les acides, par les sels métalliques, etc.

Le cerveau est extrêmement difficile à incinérer : ce phénomène dépend du phosphore contenu dans les matières grasses, qui passe à l'état d'acide phosphorique, et recouvre de toutes parts les molécules charbonneuses qui se trouvent par là privées du contact de l'air : aussi parvient-on à les réduire plus facilement en cendres en les lavant de temps en temps pour leur enlever l'acide phosphorique. L'azotate de mercure, *préparé* comme je l'ai dit en parlant de la protéine (voy. pag. 627), colore le cerveau en *rouge intense,* en très-peu de temps, surtout si le cerveau avait été préalablement desséché; cette couleur persiste pendant longtemps.

Cervelet de l'homme et cerveau des animaux herbivores. — D'après Vauquelin, ces parties sont composées des mêmes principes que le cerveau de l'homme. John élève des doutes sur l'existence du phosphore dans le cerveau de quelques animaux : du moins il n'en a pas trouvé dans les analyses qu'il a faites en 1814; suivant lui, cet organe ne contiendrait pas de soufre. Il est à désirer que M. Frémy fasse de ces organes l'objet de nouvelles études.

Moelle allongée et épinière. — Ces parties sont de la même nature que le cerveau, mais elles contiennent beaucoup plus de matière grasse, moins d'albumine, d'osmazôme et d'eau (Vauquelin).

Nerfs. — Ils sont formés des mêmes éléments : cependant ils renferment beaucoup moins de matière grasse et de matière colorante, et beaucoup plus d'albumine; ils contiennent, en outre, de la graisse ordinaire. Mis dans l'eau, ils ne se dissolvent pas, blanchissent, deviennent opaques, et se gonflent sans éprouver beaucoup d'altération; le liquide acquiert, au bout de quelques jours, une odeur de sperme extrêmement sensible. Laissés pendant quelque temps dans du chlore, ils diminuent de longueur, et deviennent plus consistants, plus blancs et plus opaques (Vauquelin).

Membrane rétine. — Elle renferme les mêmes éléments que la substance cérébrale et nerveuse, mais dans d'autres proportions; ainsi on y trouve 92,90 d'eau, 0,85 de matière grasse saponifiable et de matière grasse phosphorée et 6,25 d'albumine (Lassaigne).

Taches de matière cérébrale.—J'ai prouvé qu'à l'aide du microscope et des acides sulfurique et chlorhydrique employés séparément, on pouvait reconnaître des taches faites avec la matière cérébrale humide ou desséchée, quelque petites que fussent ces taches (voy. mon Mémoire médico-légal inséré dans le numéro de juillet 1850 des *Annales d'hygiène et de médecine légale*).

DE LA PEAU.

La peau est formée de trois parties : l'épiderme, le tissu réticulaire et le derme. L'*épiderme* est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, fort peu soluble dans les acides sulfurique et chlorhydrique étendus, et complétement soluble dans les alcalis. Distillé, il fournit beaucoup de sesquicarbonate d'ammoniaque. Vauquelin le regarde comme du mucus durci. Suivant Hatchett, il a beaucoup de rapport avec l'albumine coagulée. Chaptal le comparaît à la corne et à l'enduit de la soie.

Le *tissu réticulaire de Malpighi* paraît formé de mucus, et peut-être de gélatine; celui des nègres et des peuples de couleur brune contient une matière colorante brune.

Derme ou *peau* proprement dite. — Il est membraneux, épais, dur, assez dense, composé de fibres entrelacées, et arrangées de manière à imiter les poils d'un feutre. Distillé, il se comporte comme les matières azotées; il se gonfle dans l'eau bouillante, et finit par se dissoudre en grande partie, ce qui explique l'usage des rognures de peau pour la préparation de la colle; le *solutum* se prend en *gelée* par le refroidissement. Les acides et les alcalis faibles ramollissent le derme, le gonflent, le rendent presque transparent, et le dissolvent en partie; l'eau froide finit presque par agir sur lui de la même manière. Il est insoluble dans l'alcool, les éthers et les huiles. La peau, combinée avec l'acide tannique, est employée sous le nom de *cuir*.

Du tannage. Cuir. — Après avoir lavé les peaux, on leur enlève le poil et l'épiderme qui les recouvre, soit en les plongeant pendant plusieurs jours dans de l'eau de chaux, ou dans une liqueur légèrement acide, soit en les abandonnant à elles-mêmes, à la température de 33° à 35°, après les avoir disposées les unes sur les autres. Par l'un ou l'autre de ces moyens, les peaux se gonflent, les pores s'ouvrent, et l'on peut facilement, à l'aide d'un couteau rond, détacher le poil et l'épiderme; alors on les met dans une eau courante afin de les ramollir; on les presse avec le même couteau pour détacher le poil et l'épiderme qui n'avaient pas été séparés dans la première opération. On procède ensuite au *gonflement*, opération qui consiste à les plonger dans une faible dissolution d'acide ou d'alcali, et dont l'objet principal est d'ouvrir davantage les pores; on les laisse pendant quelque temps dans de l'eau mêlée de quelques écorces, pour leur faire subir le *passement*; enfin on les combine avec l'acide *tannique :* pour cela, on les plonge dans de l'eau contenant une certaine quantité de tan en dissolution

(poudre d'écorce de chêne); quelques jours après, on les retire pour les plonger dans une dissolution un peu concentrée; on répète cette opération avec des dissolutions plus concentrées; puis on les laisse pendant six semaines dans la fosse (Séguin)(1). Ces fosses sont des cuves en bois ou en maçonnerie au fond desquelles on met du tan en poudre, sur lequel on étend une peau que l'on recouvre de tan; on met successivement sur celui-ci une nouvelle peau, du tan, etc.; on fait arriver de l'eau dans ces cuves, peu à peu le tannin se dissout, se combine avec la peau, et donne un composé très-dur qui constitue le *cuir* (voy. *Acide tannique*, pag. 357). On peut, par ce moyen, tanner plusieurs peaux dans l'espace de trois mois, tandis que par le procédé ancien (celui qui consiste à les mettre dans la cuve avant de les avoir plongées dans les infusions de tan, et à renouveler le tan à mesure qu'il s'épuise), il faut au moins un an pour terminer l'opération.

Si, au lieu de *cuir*, on veut obtenir de la peau pour empeigne ou pour baudrier, on procède de la même manière, excepté que l'on supprime les deux opérations connues sous les noms de *gonflement* et de *passement*.

Enduit caséeux de la peau des nouveau-nés. — Il est composé d'une substance grasse de la nature du beurre, de gélatine modifiée, et d'un peu de soufre (Peschier).

DES TISSUS CELLULAIRE, MEMBRANEUX, TENDINEUX, APONÉVROTIQUE ET LIGAMENTEUX.

Tissu cellulaire. — Ce tissu très-délié, qui fait partie de tous les organes, et qui paraît consister en une multitude de lamelles transparentes, est composé, d'après John, de gélatine, d'un peu de fibrine, de phosphate de chaux et de soude.

Tissu adipeux ou *graisseux* (voy. *Graisse*, p. 462).

Membranes séreuses. — Elles paraissent composées des mêmes éléments que le tissu cellulaire.

Les *membranes* muqueuses sont formées comme la peau; aussi se dissolvent-elles facilement dans l'eau bouillante.

La membrane moyenne ou *fibreuse* des *artères* contient à peu près la

---

(1) On lit dans le *Journal de pharmacie* que le marc de raisin que l'on a préalablement distillé pour en retirer tout l'esprit doit être employé de préférence au tan.

moitié de son poids d'eau, un peu de gélatine, une matière grasse, du mucus, et une substance qui ressemble à de la fibrine. Schœrer propose de la considérer comme un composé de 2 équivalents de protéine, et de 2 équivalents des éléments de l'eau.

Tendons. — Suivant Fourcroy, les tendons de l'homme et des quadrupèdes mammifères sont composés de beaucoup de matière gélatineuse soluble dans l'eau bouillante, d'un peu de phosphate de chaux, et de chlorures de sodium et de potassium; il en est de même des *aponévroses*. D'après Schœrer, les tendons sont formés de 2 équivalents de protéine, à laquelle se trouvent ajoutés les éléments de 3 équivalents d'ammoniaque, de 1 d'eau et de 7 d'oxygène.

Ligaments. — D'après Thomson, les ligaments qui réunissent les os dans les articulations de l'homme contiennent de la matière gélatineuse, et paraissent composés, en grande partie, d'une substance particulière semblable à l'albumine coagulée; ils ne se dissolvent qu'en partie dans l'eau bouillante, et le *solutum* se prend en gelée par le refroidissement.

Fausses membranes. — Elles sont formées de fibrine contenant de la sérosité ou de l'albumine non coagulée. M. Donné est porté à croire que ces produits morbides ne sont que de l'albumine coagulée ou modifiée par l'*acide* auquel donne naissance le travail inflammatoire (voy. *Liquides des membranes séreuses,* p. 753).

Mélanose. — On désigne ainsi des sécrétions pathologiques formées en quelque sorte par les principes du sang; on y trouve, en effet, de la fibrine, de l'albumine, les sels du sang, et une matière colorante noire qui se rapproche considérablement, par sa nature, du charbon, ainsi que l'a prouvé M. Melsens en 1844.

DES TISSUS GLANDULEUX ET MUSCULAIRE.

On distingue deux sortes de glandes: les lymphatiques ou conglobées, et les conglomérées, telles que le foie, les reins, etc.

Glandes lymphatiques. — Suivant Fourcroy, elles sont formées d'une matière fibreuse tout à fait insoluble, d'un peu de gélatine soluble dans l'eau bouillante, de chlorures de sodium et de potassium, et d'un peu de phosphate de chaux.

Glande thyroïde. — John a fait l'analyse de la glande thyroïde d'une personne scrofuleuse; cette glande avait acquis le volume d'un œuf de poule. Elle fournit : 1° une substance qui, par l'ébullition, donna beaucoup de mucus animal caséeux, dont la noix de galle et l'alcool

précipitaient un peu de gélatine; 2° une matière grasse, solide, particulière; 3° un peu d'albumine; 4° du chlorhydrate d'ammoniaque, du phosphate de chaux, des traces d'oxyde de fer uni peut-être à l'acide phosphorique, un atome de carbonate de chaux, fort peu de soude, et de l'eau.

Glandes conglomérées. — Foie de bœuf. Cent parties de foie de bœuf ont fourni : tissu vasculaire et membranes 18,94, parenchyme 81,06. Cent parties de parenchyme contiennent 68,64 d'eau, 20,19 d'albumine desséchée, 6,07 d'une matière peu azotée, soluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool, 3,89 d'huile phosphorée soluble dans l'alcool, analogue à celle du cerveau, 0,64 de chlorure de potassium, sans indice de chlorure de sodium, 0,47 de phosphate de chaux ferrugineux, 0,10 d'un sel acidule, insoluble dans l'alcool, formé d'un acide combustible uni à la potasse, et une petite quantité de sang (Braconnot). Suivant Fromherz et Gugest, le *foie humain* d'un jeune guillotiné contenait une grande quantité d'albumine, de l'osmazôme, de l'acide résino-picromélique, de la stéarine et de l'oléine, des acides stéarique et oléique libres, de la fibrine, et 2,634 de chlorure de potassium et de phosphate de potasse, de phosphate et de carbonate de chaux, et d'un atome d'oxyde fer. Cent parties de ce foie renfermaient 61,79 d'eau. Fourcroy fit l'analyse d'un foie qui était resté à l'air pendant dix ans, et qui avait été un peu attaqué par les insectes; il y trouva une matière soluble dans les alcalis caustiques, une substance analogue à la cholestérine, une matière huileuse concrète, des parties membraneuses, des vaisseaux, de la soude, et un peu d'ammoniaque (?).

Dans ces derniers temps, M. Bernard a prouvé que le foie jouit de la propriété de former du sucre (glucose). Les foies des oiseaux sont très-riches en sucre; il y en a beaucoup chez les mammifères; les reptiles en ont peu, la raie et l'anguille n'en renferment pas. Les foies des cadavres humains n'en ont pas toujours fourni. Si on irrite le voisinage des nerfs pneumogastriques, on augmente tellement la formation du sucre dans le foie, que l'animal, ne pouvant le détruire en même proportion qu'il le sécrète, devient diabétique, c'est-à-dire qu'il rend l'excès de sucre avec l'urine. Ce sucre est formé aux dépens du sang; après avoir été sécrété par le foie, il est porté au cœur par les veines sus-hépatiques, et il est incessamment détruit dans le sang, en sa qualité de corps combustible. M. Bernard termine son travail par les conclusions suivantes : 1° la présence du sucre dans l'organisme animal est un fait constant et indispensable dans l'accomplissement régulier des phénomènes nutritifs; 2° la présence du sucre chez les animaux n'est

point liée à une alimentation déterminée, mais a lieu, au contraire, quels que soient les aliments dont se nourrisse l'animal; le sucre est produit dans le foie par une fonction spéciale de cet organe; 3° la formation du sucre dans le foie est sous la dépendance immédiate du système nerveux.

Muscles de l'homme. — Suivant M. John, la chair humaine ne diffère pas de la chair de bœuf et de celle des autres animaux.

Muscles de bœuf. — Les muscles contiennent toujours des vaisseaux lymphatiques et sanguins, des nerfs, des aponévroses, des tendons, du tissu cellulaire, de la graisse, etc. Ils sont formés d'eau, de gélatine, d'albumine, de fibrine, de graisse composée d'oléine et de stéarine, de créatine, d'un acide libre destructible qui, suivant Berzelius, est l'acide lactique, de sels formés par l'acide *inosique*, de chlorures de sodium et de potassium, de chlorhydrate d'ammoniaque, de phosphates de soude, d'ammoniaque et de chaux, d'un sel calcaire formé par un acide destructible, de sulfate de potasse, d'oxyde de fer, et, d'après quelques chimistes, de soude et d'oxyde de manganèse. Les principes volatils que l'on obtient en distillant la viande avec de l'eau (voy. plus bas) n'entrent pas, pour la plupart, dans la composition de la viande, et se forment, au contraire, pendant la cuisson. Quant à l'*osmazôme*, voyez p. 753. D'après M. Schœrer, on trouve encore dans la chair musculaire une matière qu'il a nommée *inosite* (voy. ce mot).

La quantité de créatine contenue dans diverses chairs musculaires est, suivant Gregory, pour 100 parties de chair de poule, de 3,21, de 1,37 pour le cœur de bœuf, de 0,935 pour la morue, de 0,825 pour le pigeon, de 0,607 pour la raie, et d'après, Liebig, de 0,72 pour le cheval, et de 0,697 pour le bœuf.

Lorsqu'on chauffe la chair musculaire, l'eau se vaporise et entraîne avec elle une petite portion de matière animale; 100 parties de chair de bœuf se réduisent à 25 parties par la dessiccation; après l'incinération, il reste environ 4 parties ½ de cendres. Le *rôti* obtenu contient presque tous les principes de la viande, et par conséquent est très-nourrissant; si on élève fortement sa température, on le décompose complétement, et l'on obtient tous les produits fournis par les substances azotées (voy. p. 4).

Si l'on chauffe graduellement de la viande et de l'eau dans un appareil distillatoire, il se dégage de l'ammoniaque, un produit sulfuré qui très-probablement est de l'acide sulfhydrique, un principe doué de l'odeur prédominante de la viande, lequel se fixe sur une lame d'argent, un principe odorant ambré, analogue aux acides hircique et bu-

tyrique, et un acide analogue à l'acide acétique. Ces principes paraissent être le résultat d'un nouvel état d'équilibre qui s'établit entre les éléments d'un ou de plusieurs principes immédiats solubles dans l'eau. Si l'opération se fait dans une marmite ordinaire couverte, ces divers produits se volatilisent en partie, et il reste du *bouillon*. Celui-ci contient: 1° de la graisse qui est fondue à sa surface, et qui est formée d'oléine et de stéarine; 2° de l'albumine coagulée qui constitue l'écume; 3° une partie des produits volatils déjà nommés; 4° de l'acide lactique combiné à la gélatine; 5° de l'albumine cuite, c'est-à-dire de l'albumine altérée par la cuisson et soluble dans l'eau; 6° de l'*inosite*; 7° de la *créatine*; 8° de la soude, du lactate de potasse, des phosphates et des sulfates de potasse et de soude, des chlorures de potassium et de sodium, et des *inosates* (*Journ. de pharm.*, mai 1835). En laissant refroidir le bouillon, la graisse se fige, vient à la surface, et peut être séparée à l'aide d'une écumoire ou de tout autre moyen mécanique. Le *bouilli* est composé de fibrine, de phosphates de magnésie et de chaux, et d'oxyde de fer. Si l'on a fait chauffer l'eau assez de temps pour enlever à la chair tout ce qu'elle offre de soluble, alors il est insipide, fibreux, etc.

Si, au lieu de chauffer ainsi graduellement la viande et l'eau, on plonge la chair musculaire dans ce liquide bouillant, on obtient de mauvais bouillon : en effet, la température se trouve assez élevée pour coaguler de suite toute l'albumine; celle-ci bouche les pores de la viande, et s'oppose à la dissolution complète des principes solubles.

Abandonnée à elle-même, la chair musculaire se décompose et fournit une multitude de produits, que je ferai connaître en parlant de la putréfaction. L'acide sulfurique la transforme en *leucine*, etc. (voyez p. 650).

DES OS.

Les os humains sont formés, suivant Fourcroy et Vauquelin, de beaucoup de phosphate de chaux et de très-peu de phosphate de magnésie, de phosphate d'ammoniaque, d'oxydes de fer et de manganèse unis probablement à l'acide phosphorique, de quelques traces d'alumine et d'acide silicique et d'eau. Les proportions de ces matériaux varient suivant l'âge, l'état de santé, le tempérament, etc. Outre ces substances, les os humains contiennent: 1° une assez grande quantité de carbonate de chaux, soupçonné par Hérissant, et dont l'existence a été démontrée par Proust, Hatchett, etc.; 2° une plus ou moins grande

proportion de graisse (Thomson) et de gélatine. Berzelius a annoncé le premier que l'acide fluorhydrique (fluorique) faisait partie des os humains, résultat qui n'est point d'accord avec les expériences de Wollaston, Brande, Fourcroy et Vauquelin. Voici les proportions données par le savant chimiste suédois : cartilage soluble dans l'eau (gélatine), 32,17 ; vaisseaux sanguins, 1,13 ; fluorure de calcium, 2,00 ; phosphate de chaux, 51,04 ; carbonate de chaux, 11,30 ; phosphate de magnésie, 1,16 ; soude, chlorure de sodium, eau, 1,20.

Dans un travail récent, M. Heintz a déterminé la composition de la partie inorganique des os, et a conclu, 1° que les os des animaux vertébrés renferment une petite quantité de fluorure de calcium ; 2° qu'ils ne contiennent ni chlorures, ni sulfates, ni fer ; toutes les fois qu'on a trouvé ces substances dans les os, dit-il, elles provenaient des liquides qui imprégnaient ces organes, et que les lavages avaient enlevés ; 3° que la chaux et la magnésie y sont à l'état de phosphates *tribasiques*.

	Os de bœuf.	Os de mouton.	Os d'homme.	
Carbonate de chaux	10,07	9,42	9,06 ou	9,16
Phosphate de magnésie, $3MgO,PhO^5$.	2,98	2,15	1,75	1,74
Phosphate de chaux, $3CaO,PhO^5$ . . .	83,07	84,39	85,62	85,83
Fluorure de calcium	3,88	4,05	3,57	3,24

(*Journ. de pharm.*, sept. 1849.)

En comparant les proportions de matière organique et de matière inorganique contenues dans les os d'un homme adulte et d'un nouveau-né, Rees a trouvé dans les côtes du premier 57,49 de matière inorganique et 42,51 de matière organique ; tandis que dans celles de l'enfant, il y avait 53,75 de matière inorganique, et 46,25 de matière organique. Le temporal de l'adulte renfermait 63,50 de matière inorganique, celui de l'enfant n'en contenait que 55,90.

Dès l'année 1800, Vauquelin et Fourcroy avaient publié l'analyse d'un crâne humain monstrueux, déterré à Reims environ quarante ans auparavant ; ils l'avaient trouvé contenir, sur 1,000 parties, matière animale, 0,123 ; phosphate de chaux, 0,572 ; carbonate de chaux, 0,222 ; chlorure de calcium, 0,022 ; eau, 0,061 ; oxyde de fer et chlorure de sodium. Ils obtinrent des os trouvés dans un tombeau du XIe siècle, du phosphate acide de chaux, une matière colorante animale soluble dans l'eau et dans l'alcool, qui devenait verte par les alcalis, et un peu de phosphate de magnésie : ces os étaient acides et d'une couleur pourpre. Vogelsang, en analysant un os du cimetière enterré depuis onze cents

ans, trouva qu'il ne contenait point de matière animale, mais qu'il renfermait plus de carbonate de chaux que les os frais. On peut voir dans les *Annales du Muséum* (année 1800) plusieurs autres analyses d'os humains pris à différentes époques, et faites par Fourcroy et Vauquelin. Il résulte de ces différents travaux, que les os doivent être regardés comme formés d'une matière animale et d'une partie terreuse.

Les os sont solides, blancs, insipides, inodores, très-durs dans la vieillesse, ductiles jusqu'à un certain point dans l'enfance. Distillés, ils se décomposent à la manière des substances azotées, noircissent, et donnent un liquide contenant une huile empyreumatique (huile de Dippel) et du sesquicarbonate d'ammoniaque. Chauffés avec le contact de l'air, ils s'enflamment et noircissent, phénomènes qui dépendent de ce que la partie animale absorbe l'oxygène de l'air et se charbonne. Si on continue à les chauffer, le charbon lui-même se combine avec l'oxygène et passe à l'état d'acide carbonique, en sorte qu'il ne reste plus que la partie terreuse *blanchâtre* connue sous le nom de *terre des os;* il suffit de pulvériser, de laver et de mouler cette terre pour préparer les coupelles, les trochisques, etc.

Abandonnés à eux-mêmes, soit à l'air libre, soit dans la terre, les *os* se délitent, s'exfolient et tombent en poussière : la matière animale finit donc également par être détruite.

Si on les soumet à l'action de l'eau bouillante après les avoir râpés, on ne parvient qu'à dissoudre une petite portion de leur matière organique (gélatine et graisse); mais si on les fait chauffer dans la marmite de Papin, à une pression beaucoup plus considérable que celle de l'atmosphère, on dissout toute la gélatine, on fond la graisse, et il ne reste plus que la partie terreuse friable.

Si on les fait digérer pendant sept à huit jours avec de l'acide chlorhydrique faible, cet acide dissout tous les sels qui entrent dans leur composition, ils se ramollissent, deviennent très-flexibles, et finissent par ne plus contenir que de la matière animale. Si, dans cet état, on les plonge pendant quelques instants dans de l'eau bouillante, et qu'après les avoir essuyés on les soumette à un courant d'eau froide et vive, ils peuvent être regardés comme de la matière gélatineuse pure, ou du moins comme une matière qui, étant dissoute dans l'eau bouillante, fournit la plus belle *colle.* Tous les *acides faibles,* jouissant de la propriété de dissoudre la partie terreuse des os, agissent de la même manière.

On emploie les os pour préparer le phosphore, l'acide phosphorique, les sels ammoniacaux, les coupelles, certains trochisques, et la gélatine,

avec laquelle on peut faire des gelées, des crèmes, des blancs-mangers, de la colle ordinaire et des tablettes de bouillon. D'après d'Arcet, la gélatine des os peut être avantageusement employée à la préparation du bouillon ; il est parvenu à en extraire 30 p. 100 à l'aide de l'acide chlorhydrique. Voici comment s'exprimaient, il y a environ trente ans, les membres de la Faculté de médecine de Paris, chargés de faire un rapport sur ce sujet : « Il est reconnu que, terme moyen, 100 kilogr. de viande contiennent 80 kilogr. de chair et de graisse, et 20 kilogr. d'os ; 100 kilogr. de viande font, dans nos ménages, 400 bouillons d'un demi-litre ; les os qui sont jetés ou brûlés donneraient 30 centièmes de gélatine sèche ; conséquemment, les 20 kilogr. ci-dessus en fourniraient 6 kilogr., avec lesquels on ferait 600 bouillons. Le nombre des bouillons produits par les os est donc à celui de la même viande comme 3 est à 2. Cinquante kilogrammes de viande ne donnent que 25 kilogr. de bouilli, et 50 kilogr. de la même viande fournissent 33 kilogr. $\frac{1}{2}$ de rôti : il y a donc près de $\frac{1}{5}$ à gagner en faisant usage du rôti. Cinquante kilogrammes de viande fournissent 25 kilogr. de bouilli et 200 bouillons. Cinquante kil. de viande, dont 12 $\frac{1}{2}$ sont employés pour faire le bouillon avec 1 kilogramme $\frac{1}{2}$ de gélatine des os, donneraient 200 bouillons et 6 kilogrammes $\frac{1}{4}$ de bouilli ; et les 37 kilogrammes $\frac{1}{2}$ restants fourniraient 25 kilogrammes de rôti. On voit donc que, par ce moyen, l'on a une quantité égale de bouillon de qualité supérieure, et 25 kilogrammes de rôti ; de plus 6 kilogrammes $\frac{1}{4}$ de bouilli.

« On a préparé le bouillon avec le quart de la viande qu'on emploie ordinairement ; on a remplacé par de la gélatine d'os et des légumes les trois autres quarts, qui ont été donnés en rôti ; les malades, les convalescents et même les gens de service, n'ont pas aperçu de différence entre ce bouilli et celui qu'on leur donnait précédemment ; ils ont été aussi abondamment nourris, et très-satisfaits d'avoir du rôti, au lieu de bouilli. Mise à l'état de tablettes avec une certaine quantité de jus de viande et de racines, la gélatine d'os fournit un excellent aliment. M. d'Arcet nous a fait voir des échantillons de cette dernière préparation, qui surpassent en beauté et en qualité tout ce que nous avons connu jusqu'ici en ce genre. » (*Annales de chimie*, t. XCII, p. 300.)

Je dirai toutefois que M. Donné ayant contesté la plupart des avantages attribués à la gélatine d'os pour la confection du bouillon, il en est résulté depuis des travaux nombreux fondés sur des expériences faites sur les animaux et même sur l'homme, qui prouvent que les espérances conçues par d'Arcet et par la commission de la Faculté ne se sont pas réalisées. Le rapport fait par la commission de l'Institut en

1842 établit que la gélatine donnée seule est un très-mauvais aliment, mais qu'associée à d'autres substances, elle partage les propriétés nutritives de toutes les matières azotées susceptibles d'être digérées.

Huile empyreumatique (huile de Dippel). — Celle qui passe la première est jaune pâle; bientôt après elle se colore, s'épaissit, finit par devenir noire, visqueuse, et assez pesante pour tomber au fond du liquide; dans cet état, elle renferme, d'après Unverdorben, *quatre bases salifiables* huileuses, l'*odorine*, l'*animine*, l'*olanine* et l'*ammoline*. Si on la distille avec de l'eau, elle se purifie et passe incolore; tandis qu'il reste dans la cornue une résine pyrogénée encore peu connue, et retenant un peu d'huile. L'huile incolore ainsi distillée a une odeur pénétrante et une saveur brûlante; elle ne contient, d'après Unverdorben, que de l'*odorine*, de l'*animine*, de l'*olanine* et de l'ammoniaque.

L'*odorine* (du mot latin *odor*) est un corps huileux, incolore, d'une odeur particulière désagréable, rétablissant la couleur du papier de tournesol rougi, soluble dans l'eau, dans l'alcool, dans l'éther, et dans les huiles volatiles, formant avec les acides des sels oléagineux peu stables, à moins qu'ils ne soient doubles.

L'*animine* (de *animal*) est huileuse, d'une odeur semblable à celle du sel de corne de cerf purifié, soluble dans 20 p. d'eau froide, moins soluble dans l'eau chaude : aussi la dissolution devient-elle laiteuse quand on la chauffe. L'alcool, l'éther et les huiles, la dissolvent en toute proportion; elle colore en bleu violet le papier de tournesol rougi par les acides; elle forme avec ces derniers corps des sels oléagineux, moins solubles dans l'eau que ceux d'odorine, et encore peu connus.

L'*olanine* (de *oleum* et de *animal*) est huileuse, grasse, d'une odeur particulière qui n'est pas désagréable; elle rétablit à peine la couleur du papier rouge, brunit insensiblement à l'air et se convertit en *fuscine* (voy. p. 793); elle est peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther, et forme des sels huileux ayant beaucoup de ressemblance avec ceux que fournit l'odorine.

L'*ammoline* (d'*ammoniacum* et de *oleum*) est huileuse, incolore, pesante, et bleuit le papier rougi; elle est très-peu volatile, soluble dans 40 parties d'eau bouillante et dans 200 parties d'eau froide, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther, et forme des sels huileux solubles en toutes proportions dans l'eau et dans l'alcool, et insolubles dans l'éther : c'est la plus forte de ces quatre bases salifiables.

Lorsqu'on distille l'huile animale de Dippel, non rectifiée, avec $^1/_8$ de potasse hydratée et 6 parties d'eau, les bases volatiles dont j'ai parlé passent dans le récipient, et il reste dans la cornue un liquide alcalin

surnagé par une substance poisseuse; le liquide contient de l'acide *pyrozoïque*, et la matière poisseuse renferme de la *fuscine* (de *fuscus*, brun).

Fuscine. — Elle est sous forme d'une masse brune, fendillée, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides.

Acide pyrozoïque. — Il est d'un jaune pâle, très-fluide, d'une odeur piquante et empyreumatique; c'est à lui que les huiles pyrogénées doivent leur odeur empyreumatique, d'après Unverdorben. Il est facilement décomposé par l'air, qui le brunit, le noircit et l'épaissit; il est à peine soluble dans l'eau, tandis que l'alcool, l'éther et les huiles volatiles, le dissolvent à merveille. Il ne décompose pas les carbonates alcalins. Ses sels cristallisent difficilement; leurs dissolutions se décomposent peu à peu par le contact de l'air, et se transforment en *butyrates* et en résine.

Os des animaux herbivores. — Suivant Fourcroy et Vauquelin, ils sont composés des mêmes principes que les os humains. D'après Berzelius, les os de bœuf contiennent aussi du fluorure de calcium, et, suivant John, du sulfate de chaux. Les os de *cheval* et d'*âne* ont également fourni à Proust du fluorure de calcium. — *Os fossiles d'éléphant.* Proust y a trouvé de 0,14 à 0,15 de carbonate, de phosphate et de fluorure de calcium. M. Chevreul, en analysant des os fossiles qui paraissaient provenir d'animaux marins, a trouvé: sulfate de chaux avec matière animale, 1 ½; eau, 10 ½; phosphate de chaux, phosphates de fer et de manganèse, 6,7, albumine, 1; carbonate de chaux, 4; fluorure de calcium, une petite quantité; ils ne contenaient point de magnésie. — *Corne de cerf.* La corne de cerf paraît renfermer les mêmes principes que les os. Distillée, elle se comporte comme les matières azotées, et fournit une huile qui, étant distillée plusieurs fois, constitue l'huile animale de *Dippel*. Si on traite la corne de cerf par l'eau bouillante, on en dissout la gélatine, et on peut obtenir la *gelée* de corne de cerf. — *Os fossiles* (turquoise), phosphate de chaux, 80; carbonate de chaux, 8; phosphate de fer, 2; phosphate de magnésie, 2; albumine, 1 ½; eau et perte, 6 ½ (Bouillon-Lagrange).

Os des oiseaux, des reptiles et des poissons. — M. de Bibra a résumé, dans le tableau suivant, les résultats de ses analyses sur les os de quelques-uns de ces animaux:

	FAUCON. fémur.	COQ. fémur.	GRENOUILLE. fémur.	COULEUV. vertèbr.	SAUMON. vertèbr.	BROCHET. vertèbr.
Phosphate de chaux. . Fluorure de calcium. .	61,76	59,82	59,48	59,41	56,44	42,73
Carbonate de chaux. . .	6,66	10,89	2,25	7,82	1,01	9,88
Phosphate de magnésie. .	1,00	1,13	0,99	1,00	0,90	0,93
Sels	0,82	0,97	1,78	0,73	0,83	1,00
Cartilage (gélatine) . . .	28,68	26,17	30,19	24,93	21,80	35,71
Graisse.	1,08	1,02	5,31	6,11	19,02	9,75

Os de sèche. — Ces os, placés sur le dos de la sèche commune, *sepia officinalis,* sont formés de gélatine, 8; carbonate de chaux, 68; eau et perte, 24 (Mérat-Guillot). Suivant Karsten, ils contiennent 0,23 de phosphate de chaux. Ils sont épais, solides, friables, ovales, et remplis de cellules; ils entrent dans la composition des poudres dentifrices.

Tel était l'état de nos connaissances sur la composition chimique des *os,* lorsque M. de Barros a annoncé: 1° que la matière organique des os de poulet était en partie réduite en gélatine par l'ébullition dans l'eau, et en une matière analogue à la fibrine; 2° que chez les poissons et les animaux amphibies, cette matière animale se rapprochait beaucoup plus, par ses propriétés, du mucus que de la gélatine; 3° que les os des animaux qui se nourrissent de végétaux exclusivement, tels que le mouton, sont ceux qui contiennent le plus de carbonate de chaux, puisqu'ils en fournissent près de 20 p. 100, tandis que ceux des poissons en ont à peine donné 5 p. 100, et ceux de grenouille et de lion à peine 2; 4° que les os des animaux carnivores renferment, au contraire, une forte proportion de phosphates. (*Journal de chimie médicale,* juin 1828.)

Os dans le rachitis. — Ils contiennent beaucoup plus de gélatine et beaucoup moins de phosphate de chaux; ainsi, dans une analyse, les os des vertèbres ont fourni 79,75 de gélatine, et 13,60 seulement de phosphate de chaux; on a trouvé dans les côtes du même individu 49,77 de gélatine, et 33,60 de phosphate de chaux. Chez un enfant rachitique, les vertèbres ont fourni à M. Marchand 75,22 de gélatine, 6,12 de graisse et 12,56 seulement de phosphate de chaux. Chez Potiron, jeune homme de dix-huit ans, mort par suite du ramollissement des os, les menus os contenaient 82 parties de matières organiques et 18 parties de sels (Barruel fils. Voy. Stanski, *Recherches sur les maladies des os,* 1851).

Os dans la goutte. — D'après Sébastien, le fémur a donné 46,32 de matière animale, 42,12 de phosphate de chaux, 8,24 de carbonate de chaux, 1,01 de phosphate de magnésie, et 2,31 de fluorure de calcium, de soude, de chlorure de sodium, et perte.

DES DIFFÉRENTES PARTIES MOLLES SUSCEPTIBLES DE S'OSSIFIER.

Les artères, les valvules du cœur, les bronches, les vaisseaux artériels anévrysmatiques, la glande pinéale, et une foule d'autres parties, sont susceptibles de s'ossifier. Si on analyse ces matières ossifiées, on y découvre beaucoup de phosphate de chaux, et quelquefois tous les autres éléments des os : du moins tels sont les résultats que m'a fournis la matière ossifiée d'une *loupe* qui s'était développée sur la partie externe de la cuisse, et qui n'avait aucune communication avec le fémur. Quelquefois aussi on trouve dans le *pancréas*, dans les *poumons*, dans la *glande prostate*, dans les *vésicules séminales*, entre les feuillets de la *tunique vaginale*, dans la *fosse naviculaire*, dans le *bulbe de l'urèthre*, dans les *canaux urinaires*, etc., des concrétions composées de phosphate de chaux et d'un peu de matière animale ; cependant, dans quelques circonstances, ces concrétions, surtout celles du poumon, sont entièrement formées de carbonate de chaux et de matière animale (Crumpton). On doit à M. Thénard une série d'expériences intéressantes sur ces ossifications : je vais en indiquer les résultats, tels qu'il les a consignés dans son ouvrage de chimie, en rapportant seulement le poids du résidu provenant de leur calcination jusqu'au rouge.

	Poids du résidu.
Kyste osseux de la glande thyroïde	0,04
Idem.	0,65
Idem.	0,34
Plèvre ossifiée	0,14 (1)
Ossification de l'aorte	0,52
Ovaire de femme ossifié	0,55
Glande mésentérique ossifiée	0,73
Glande thyroïde ossifiée	0,66
Concrétion trouvée à la surface convexe du foie, dans un kyste recouvert par le péritoine	0,63
Concrétion osseuse trouvée au-dessus du ventricule latéral droit, dans la substance cérébrale d'une femme de 30 ans	0,66

(1) MM. Pétroz et Robinet ont trouvé dans une ossification du péricarde, simulant une ossification du cœur, 24,20 de gélatine, d'albumine et de membranes ; 4 de chlorure de sodium et de sulfate de soude, 6,50 de chaux, et 65,30 de phosphate de chaux.

DES DENTS.

La composition des dents ne diffère pas beaucoup de celle des os. Suivant Berzelius, la *racine* des dents des enfants est formée de 28 parties de cartilage, de vaisseaux sanguins et d'eau, de 61,95 de phosphate de chaux, de 5,30 de carbonate de magnésie, de 2,10 de fluorure de calcium, de 1,0 de phosphate de magnésie, de 1,40 de soude et de chlorure de sodium. L'émail contenait 88,5 de phosphate de chaux et de fluorure de calcium, 8 de carbonate de chaux, 1,5 de phosphate de magnésie ; on voit qu'il ne renfermait point de matière animale. M. Morechini admet aussi l'existence de l'acide fluorhydrique dans les dents, principalement dans l'émail ; tandis que Fourcroy, Wollaston, Pepys, Vauquelin et Brande, n'ont jamais pu le découvrir. Voici les analyses comparatives des dents, faites par M. Pepys, et insérées dans l'ouvrage de Thomson :

	Dents des adultes.	Premières dents des enfants.	Racine des dents.	Émail des dents.
Phosphate de chaux. . . .	64	62	58	78
Carbonate de chaux. . . .	6	6	4	6
Tissu cellulaire.	20	20	28	0
Perte.	10	12	10	16

M. Lassaigne a donné l'analyse des dents de l'homme à différents âges, et de quelques-unes de leurs annexes, comme on pourra le voir par le tableau ci-après :

DÉSIGNATION des OBJETS SOUMIS A L'ANALYSE.	MATIÈRE animale sur 100 PARTIES.	PHOSPHATE de chaux sur 100 PARTIES.	CARBONATE de chaux sur 100 PARTIES.
Dents d'un enfant de 8 ans.	33	60	1
Dents d'un adulte.	29	61	10
Dents d'un vieillard de 81 ans.	33	66	1
Dents d'un enfant de 6 ans.	28,5	60	11,5
Dents d'un enfant de 2 ans.	23	67	10
Dents d'un enfant de 2 ans (2e dentition) .	17,5	65	17,5
Dents d'un enfant d'un jour.	35	51	14
Dents de momie d'Egypte.	29	55,5	15,5
Émail des dents de l'homme.	20	72	8 (1)
Cartilage gencival d'un enfant d'un jour . .	86,7	11,3	2
Pulpe dentaire d'un enfant d'un jour. . . .	77	23	0
Sac dentaire d'un enfant d'un jour.	57	37	6
Osselets des dents	40,5	38	21,5

(1) Fourcroy et Vauquelin ont trouvé un peu de phosphate de fer dans l'émail.

Racine des dents de bœuf. — Cent parties contiennent, suivant Berzelius, 31,00 de cartilage, de vaisseaux sanguins et d'eau, 57,46 de phosphate de chaux, 5,69 de fluorure de calcium, 1,36 de carbonate de chaux, 2,07 de phosphate de magnésie, 2,40 de soude et de chlorure de sodium.

Émail des mêmes dents. 81,00 de phosphate de chaux, 4,00 de fluorure de calcium, 7,10 de carbonate de chaux, 3,00 de phosphate de magnésie, 1,34 de soude, 3,56 de membranes, vaisseaux sanguins, et eau de cristallisation.

Dents d'éléphant (ivoire, défenses d'éléphant). — L'ivoire frais renferme du fluorure de calcium, suivant Gay-Lussac et Morechini. Fourcroy et Vauquelin n'en ont point trouvé; ils ont vu qu'il contenait du phosphate de chaux, et qu'il perdait 45 p. 100 par la calcination : du reste, il leur a semblé de même nature que les os. Calciné jusqu'à un certain point, il se charbonne, et fournit un noir très-beau et très-recherché.

Ivoire (défenses de l'éléphant). — Il a une composition semblable à celle des os. Mérat-Guillot y a trouvé 24 de matière organique, 64 de phosphate de chaux, 0,1 de carbonate de chaux, 11,15 d'eau.

Ivoire fossile. — Morechini est le premier qui ait annoncé dans cet ivoire du fluorure de calcium, découverte qui a été confirmée par les analyses de Klaproth, John, Proust, Fourcroy et Vauquelin. Ces deux derniers chimistes ne l'ont cependant pas trouvé dans l'ivoire fossile de l'Ohio, de Sibérie et du Pérou. Ils en ont retiré des *défenses de sanglier.*

DU TARTRE DES DENTS.

Fourcroy, Wollaston, Chaptal, etc., avaient annoncé que le tartre des dents était composé de phosphate de chaux. Voici l'analyse qui en a été donnée par Berzelius : phosphate de chaux, 79,0; mucus, 12,5; matière salivaire particulière, 1,0; substance animale soluble dans l'acide chlorhydrique, 7,5. Dans un rapport lu à l'Académie de médecine, le 31 décembre 1825, Vauquelin et Laugier établissent que le tartre des dents ressemble aux os, si ce n'est qu'il contient du mucus, au lieu de gélatine; ils y ont trouvé du phosphate de chaux, 66 parties; du carbonate de chaux, 9 parties; du phosphate de magnésie et de l'oxyde de fer, 3 parties; du mucus, 14,6 parties; de l'eau, 7 parties.

Le tartre des dents molaires du cheval a fourni à M. Lassaigne : mucus, 25; phosphate de chaux, 5; carbonate de chaux, 70, quantité

beaucoup plus considérable que celle qui existe dans le tartre des dents de l'homme.

DU TISSU CARTILAGINEUX.

Suivant Hatchett, les cartilages de l'homme seraient composés d'albumine coagulée et de quelques traces de phosphate de chaux. Haller les regardait comme de la gélatine concrète unie à une terre osseuse. M. Chevreul a donné, en 1822, l'analyse des os cartilagineux d'un *squalus maximus* (requin) de 8 mètres de long; il les a trouvés formés d'une matière huileuse, d'une substance analogue au mucus, d'un principe odorant, d'acide acétique et d'acétate d'ammoniaque. Leurs cendres contenaient du sulfate et du carbonate de soude, du chlorure de sodium, du sulfate de chaux, des phosphates de chaux, de magnésie et de fer, et quelques atomes d'acide silicique, d'alumine et de potasse. Les cartilages costaux, par leur ébullition dans l'eau, donnent de la chondrine (voy. p. 650). D'après Schœrer, on peut les considérer comme formés d'un équivalent de protéine, et des éléments de 4 équivalents d'eau et de 2 équivalents d'oxygène. Il est extrêmement probable que ces divers principes entrent également dans la composition des cartilages des autres animaux. Les cartilages sont placés aux extrémités articulaires des os; ils sont solides, incolores, demi-transparents, etc.

DES CHEVEUX, DES POILS, DES ONGLES.

Cheveux noirs. — D'après la belle analyse de Vauquelin, les cheveux noirs contiennent : 1° une très-grande quantité de matière animale analogue au mucus desséché; 2° un peu d'huile blanche concrète; 3° une très-petite quantité d'huile d'un gris verdâtre, épaisse comme le bitume; 4° des atomes d'oxyde de manganèse et de fer oxydé ou sulfuré; 5° une quantité sensible d'acide silicique; 6° une quantité plus considérable de soufre; 7° un peu de phosphate et de carbonate de chaux.

Cheveux rouges. — On y trouve les mêmes principes, excepté que l'huile, d'un gris verdâtre, est remplacée par une huile rouge.

Cheveux blancs. — Ils renferment, outre les substances contenues dans les cheveux noirs, un peu de phosphate de magnésie; mais l'huile, d'un gris verdâtre, est remplacée par une autre, qui est presque incolore; ils ne contiennent pas non plus de fer sulfuré. Ces expériences conduisent naturellement à admettre que la couleur des cheveux *noirs* est due à l'huile gris verdâtre, et probablement au fer sulfuré; celle des

cheveux *rouges* et *blonds,* à des huiles rouges et jaunes qui, par leur mélange avec une huile noire, donnent la couleur aux cheveux bruns; les cheveux *blancs* devront la leur à l'absence de l'huile noire et du fer sulfuré. Vauquelin suppose, pour expliquer la blancheur subite des cheveux chez des personnes frappées d'un profond chagrin ou d'une grande peur, qu'il s'est développé un acide qui a détruit la couleur de l'huile. Suivant lui, le blanchîment naturel des cheveux déterminé par l'âge viendrait à ce que l'huile colorée n'est plus sécrétée.

D'après Van Laer, les cheveux bruns contiennent 4,98 à 5,44 parties de soufre sur 100; les cheveux noirs, de 4,85 à 5,22; les cheveux rouges, 5,02; les gris, 4,63 à 4,95. Schœrer pense qu'ils peuvent être représentés, ainsi que les *ongles*, la *laine* et les *poils,* par 1 équivalent de protéine, par les éléments d'un équivalent d'ammoniaque, et par 3 équivalents d'oxygène.

Les cheveux décomposés par la *chaleur* fournissent du sesquicarbonate d'ammoniaque, de l'huile, du charbon, etc. (voy. p. 4). Chauffés avec le contact de l'air, ils s'enflamment facilement, phénomène que Vauquelin attribue à l'huile. Exposés à l'air, ils en attirent l'humidité, se gonflent, mais ne se pourrissent pas.

Le chlore les blanchit, puis les transforme en une masse qui ressemble à de la térébenthine. Ils sont insolubles dans l'eau. Lorsqu'on les fait chauffer dans la marmite de Papin, ils fournissent du gaz acide sulfhydrique et se décomposent, en sorte que le liquide obtenu ne contient pas le mucus tel qu'il existait dans les cheveux. Ils sont en partie solubles dans une faible dissolution de potasse caustique; cependant ils paraissent aussi se décomposer, puisqu'il se dégage du sulfhydrate d'ammoniaque. Les acides sulfurique et chlorhydrique faibles se colorent en rose, et les dissolvent. L'acide azotique, après les avoir jaunis et dissous, les décompose, et il se forme de l'acide oxalique, de l'acide sulfurique, et une matière amère. L'*alcool* bouillant dissout les substances huileuses qu'ils contiennent; l'huile blanche se dépose par le refroidissement sous forme de lamelles brillantes; les huiles noire et rouge restent dissoutes, et ne peuvent être obtenues que par l'évaporation de l'esprit-de-vin : on observe, pendant le traitement, que les cheveux rouges deviennent bruns ou châtains foncés.

Les *sels* et les *oxydes* de *mercure,* de *plomb* et de *bismuth,* noircissent les cheveux rouges, blancs et châtains, ou du moins les font passer au brun très-foncé.

Le meilleur procédé pour teindre les cheveux en noir consiste à délayer dans une quantité d'eau suffisante pour avoir une bouillie claire

un mélange finement pulvérisé de 3 parties de litharge, 3 de craie, et 2 ¾ de chaux vive hydratée et récemment éteinte; on se frotte la tête avec cette bouillie jusqu'à ce que tous les cheveux en soient imprégnés, puis on recouvre le tout d'un papier brouillard bien mouillé : on applique sur ce papier un serre-tête en toile cirée, qui a pour but de conserver l'humidité, et on recouvre celui-ci d'un linge ou d'un foulard; lorsque trois ou quatre heures se sont écoulées, et que les cheveux sont noirs, on se frotte la tête d'abord avec du vinaigre étendu d'eau pour dissoudre la chaux et l'oxyde de plomb, qui sans cela resteraient attachés aux cheveux, puis avec un jaune d'œuf (voyez, pour plus de détails sur ce point, l'article *Identité* dans le tome Ier de ma 4e édition de *Médecine légale*).

Plique polonaise. Suivant Vauquelin, la plique est formée de mucus analogue à celui des cheveux, seulement un peu modifié et un peu moins durci ; il pourrait se faire aussi qu'il fût un peu différent dans sa nature.

Poils et ongles. — D'après ce savant chimiste, les poils et les ongles contiennent beaucoup de mucus analogue à celui des cheveux, et une petite quantité d'huile à laquelle ils doivent leur souplesse et leur élasticité. Les ongles ont fourni à MM. Schœrer et Tilaney 51,089 de carbone, 6,824 d'hydrogène, 25,186 d'oxygène et de soufre, et 16,901 d'azote.

DU CÉRUMEN DES OREILLES.

Vauquelin regarde le cérumen des oreilles comme un composé de mucus albumineux, d'une matière grasse analogue à celle qui se trouve dans la bile, d'un principe colorant, qui se rapproche aussi de la bile par sa saveur amère et par son adhérence à la matière grasse, de soude et de phosphate de chaux. Le cérumen se dissout dans l'alcool, et donne beaucoup de sesquicarbonate d'ammoniaque à la distillation.

DES CALCULS BILIAIRES, INTESTINAUX, ETC.

On doit à M. Thénard un très-beau travail sur ces concrétions. Après avoir analysé plus de 300 *calculs biliaires*, ce savant conclut que la plupart sont formés de 88 à 94 pour 100 de cholestérine, et de 6 à 12 de principe colorant ou matière jaune de la bile. Deja Fourcroy, en 1785, avait annoncé l'existence de la cholestérine dans ces concrétions. Leurs propriétés physiques varient : quelques-unes sont formées de lames

blanches, brillantes et cristallines, d'autres paraissent entièrement composées de lames jaunes ; il y en a qui sont jaunes intérieurement, et dont la surface externe est verte ou d'un brun noirâtre; toutes, excepté celles qui sont blanches, renferment des atomes de bile que l'on peut séparer par l'eau.

Je fis, en 1812, l'analyse d'un calcul biliaire trouvé chez une jeune fille de quatorze ans, ictérique de naissance, et qui conserva l'ictère pendant toute sa vie ; je le trouvai formé de beaucoup de matière jaune, de très-peu de matière verte, et d'une très-petite quantité de la substance désignée alors sous le nom de *picromel* : il ne contenait point de cholestérine. J'ai vu depuis que John avait analysé, en 1811, un calcul biliaire dans lequel il avait également trouvé du picromel.

M. Thénard pense que ces calculs se forment dans les canaux biliaires, d'où ils passent dans la vésicule du fiel, et plus rarement dans les intestins. L'expérience prouve que le remède de Durande, composé d'éther et d'huile essentielle de térébenthine, a été souvent efficace pour faire disparaître les concrétions dont je parle. M. Thénard croit, avec raison, que ce médicament agit plutôt en déterminant leur expulsion par les intestins, qu'en les dissolvant.

Glaube et Brandes ont trouvé dans les calculs biliaires de l'homme: cholestérine de 56 à 81,77, résine biliaire de 8 à 5,66, matière colorante de 7,57 à 15, albumine coagulée 9 ou pas du tout; mucus de 6,25 à 13,26; albumine soluble, mucus et sels, 3,63.

Calculs du canal digestif de l'homme. — MM. Thénard, Robert, de Rouen, et Vogel, ont examiné plusieurs calculs intestinaux qui étaient entièrement semblables aux précédents. MM. Marcet et Wollaston disent en avoir vu plusieurs fois de nature *caséeuse*. Vauquelin en a analysé un qui paraissait formé par du mucus desséché. M. Braconnot en a vu plusieurs qui avaient été vomis avec du sang par une fille non réglée, et qui étaient semblables à du *bois*. M. Lassaigne en a trouvé qui étaient composés de 74 parties de stéarine, d'élaïne et d'un acide particulier, de 21 parties d'une matière analogue à la fibrine, de 4 parties de phosphate de chaux, et de 1 partie de chlorure de sodium; et M. Dublanc en a analysé qui étaient formés d'une très-grande quantité de fibrine, d'un peu de matière grasse et de phosphate de chaux; ils avaient été rendus, les premiers, par une jeune fille phthisique, et les autres par un enfant atteint d'une entérite aiguë. M. Moride a analysé un calcul intestinal rendu par un capitaine au long cours, et l'a trouvé formé de 5 de matière animale, de 6 de phosphate de chaux, de 1 de carbonate de

chaux provenant d'un oxalate, et de 1 de sels alcalins solubles et de magnésie. Ce calcul était en aiguilles cristallines, semblables à des crins coupés, d'un jaune-serin, et canaliculées (*Journ. de chim. médic.*, novembre 1850).

Calculs de bœuf. — Ils sont formés, d'après M. Thénard, par la matière jaune de la bile, qui se dépose aussitôt qu'elle est abandonnée par son dissolvant, la soude; ils ne contiennent point de matière grasse, parce que celle-ci est retenue dans la bile de bœuf par le picromel, avec lequel elle a beaucoup d'affinité. M. Charlot, au contraire, les dit formés d'acide margarique, de mucus animal, d'une matière colorante jaune résineuse, qui domine les autres substances, de chaux et de magnésie (*Journ. de pharm.*, 1832).

Les calculs biliaires de *chien*, de *chat*, de *mouton*, et de la plupart des *quadrupèdes*, n'ont pas été analysés; ils sont également regardés par M. Thénard comme composés de matière jaune, puisque la bile de ces animaux est formée des mêmes principes que celle du bœuf; toutefois M. Lassaigne a analysé, il y a quelques années, un calcul biliaire de *truie*, qu'il a trouvé formé, pour 100 parties, de 6 de cholestérine, de 44,95 de résine incolore, de 3,60 de bile, et de 45 de matière animale et de résine verte altérée.

Bézoard oriental. — On désigne ainsi des calculs biliaires qui paraissent se former dans l'estomac de certaines antilopes. Ils contiennent de l'acide *lithofellique*, analogue aux corps gras (voy. p. 400).

Calculs rénaux de l'homme. — Bergmann est le premier qui ait annoncé l'existence de l'acide oxalique dans un de ces calculs, et celle de l'acide urique uni à une matière animale et à un peu de chaux, dans un autre. Fourcroy en a trouvé qui étaient formés d'acide urique, et qui offraient quelquefois à leur surface des cristaux irréguliers, composés probablement de phosphate d'ammoniaque et de phosphate de soude. D'après Brande, ils consistent presque entièrement en acide urique et en matière animale : quelquefois aussi ils renferment de l'oxalate de chaux. M. Gaultier de Claubry a analysé quatre calculs trouvés dans le rein gauche d'un homme, et dont chacun offrait un noyau d'oxalate de chaux et une couche extérieure d'acide urique. Marcet en a examiné trois qui étaient entièrement composés d'oxyde cystique. Enfin, d'après M. Boussingault, un de ces calculs aurait fourni beaucoup de sesquioxyde de fer, de l'alumine, de l'acide silicique, de la chaux et de l'eau. Mais est-on certain que cette matière ait été réellement rendue par les voies urinaires ?

Un calcul rénal d'un chien, analysé par M. Lassaigne, contenait 888 de sous-urate d'ammoniaque, 10,2 de phosphate de chaux, 1,0 d'oxalate de chaux.

DES CALCULS VÉSICAUX.

Les calculs vésicaux, regardés par Scheele comme de l'acide lithique (urique), présentent dans leur composition et dans leurs propriétés physiques des différences assez marquées pour que l'on en admette quinze espèces. Le beau travail de Vauquelin et Fourcroy, dans lequel on trouve six cents analyses de ces sortes de calculs, et les recherches plus récentes de MM. Marcet et Wollaston, mettent cette assertion hors de doute. Voici les substances qui entrent dans la composition de ces espèces.

1° *Acide urique.* — Ils sont jaunes ou d'un jaune rougeâtre; leur poudre ressemble à la sciure de bois; chauffés, ils s'enflamment sans laisser de résidu; ils sont insolubles dans l'eau, et solubles dans un excès de potasse et de soude, sans dégager d'*ammoniaque;* l'urate alcalin produit précipite des flocons blancs d'acide urique lorsqu'on le traite par l'acide chlorhydrique. Chauffés légèrement et jusqu'à siccité dans une capsule de porcelaine avec un peu d'acide azotique, ils développent une couleur pourpre magnifique, dont l'intensité augmente beaucoup en l'exposant à l'action du gaz ammoniac.

2° *Urate d'ammoniaque.* — Ils sont d'un gris cendré; ils agissent comme les précédents sur les alcalis, excepté qu'il se dégage de l'*ammoniaque* pendant leur dissolution; ils fournissent, lorsqu'on les décompose par le feu ou par l'acide azotique, les mêmes produits que l'acide urique.

3° *Oxyde cystique* ou *cystine.* — Wollaston désigne ainsi une substance qu'il a découverte dans un calcul vésical humain, et qui a été trouvée depuis par M. Marcet, dans trois calculs rénaux, par M. Lassaigne, dans un calcul vésical d'un chien, et par M. Stromeyer, dans la gravelle et dans l'urine d'un malade : cette urine en contenait beaucoup et renfermait à peine de l'acide urique; l'urée qui entrait dans sa composition n'était pas dans son état normal. J'ai décrit, à la page 670, la cystine pure; il ne me reste à parler que des propriétés de la matière qui forme le calcul. Il est sous forme de cristaux confus, jaunâtres, demi-transparents, insipides, très-durs, ne rougissant pas l'*infusum* de tournesol. Distillé, il se comporte comme les matières azotées (voy. pag. 4); projeté sur des charbons ardents, il dégage une odeur d'ail très-prononcée,

et il fournit une huile extrêmement fétide; il paraît contenir moins d'oxygène que l'acide urique : il est insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans le carbonate neutre d'ammoniaque; il se dissout à merveille dans les acides azotique, sulfurique, phosphorique, chlorhydrique et oxalique; les autres acides végétaux ne le dissolvent point; le chlorhydrate, l'azotate et l'oxalate, cristallisent en aiguilles d'un blanc nacré; le sulfate et le phosphate sont sous forme d'une masse gommeuse déliquescente; on peut le précipiter de ces dissolutions par le carbonate d'ammoniaque; la potasse, la soude, l'ammoniaque et la chaux, peuvent aussi le dissoudre, et donner des produits cristallisables; le *solutum* est précipité par les acides citrique et acétique; ce dernier, versé dans une de ces dissolutions chaudes, donne par le refroidissement des hexagones aplatis.

4° *Oxyde xanthique.* — M. Marcet, et, depuis, Laugier, ont analysé chacun un calcul auquel le premier de ces chimistes a donné le nom d'*oxyde xanthique*, de ξανθὸς, *jaune*. Le calcul décrit par M. Marcet était sphéroïdal, et du poids de 40 centigrammes; sa texture était compacte, dure et lamelleuse; sa surface très-polie. Il était d'une couleur cannelle foncée, qui devenait très-vive quand on versait des alcalis caustiques sur le calcul en poudre; entre les lames rouges, on apercevait des lignes blanchâtres faibles; lorsqu'on le chauffait, il noircissait, exhalait une odeur animale *particulière*, et donnait une liqueur ammoniacale, du carbonate d'ammoniaque cristallisé, une huile jaunâtre, et un peu de cendre blanche; il était soluble dans l'eau, et la dissolution rougissait le tournesol; il était soluble dans la potasse, dans l'ammoniaque et dans les alcalis carbonatés; il était moins soluble dans les acides; il n'était pas noirci par l'acide sulfurique concentré; la dissolution azotique, évaporée jusqu'à siccité, donnait un produit d'un jaune-citron brillant; il était insoluble dans l'alcool et dans l'éther (voy. *Xanthine* (oxyde xanthique), p. 671).

5° *Calcul fibrineux.* — M. Marcet a également fait l'analyse d'une espèce de calcul appelé *fibrineux*, à cause de ses propriétés. Il avait une couleur brune jaunâtre, semblable à celle de la cire d'abeille, dont il avait à peu près la dureté; sa surface était inégale, mais non rugueuse au toucher; sa texture était plus fibreuse que stratifiée, et ses fibres allaient en rayonnant du centre à la circonférence; il était un peu élastique; exposé à la flamme d'une lampe à alcool, il brûla, noircit en répandant une odeur animale particulière, et finit par laisser du charbon; il était soluble dans l'eau et dans l'acide chlorhydrique; l'acide azotique le dissolvait également, mais la dissolution ne pro-

duisait pas de matière jaune ou rouge lorsqu'on l'évaporait, ce qui prouve que le calcul n'était formé ni par l'oxyde xanthique, ni par l'acide urique.

6° *Oxalate de chaux* (calculs mûraux). — Ils ont une couleur grise ou brune foncée; ils sont formés de couches ondulées, et offrent à leur surface des tubercules ordinairement arrondis et semblables à ceux des mûres; comme tous les oxalates, ils sont décomposés à une température rouge, et laissent pour résidu de la chaux ou du carbonate de chaux, suivant que la chaleur est plus ou moins élevée (voyez les caractères de ces deux substances, t. I, p. 403 et 406); ils sont décomposés par une dissolution de potasse, à l'aide de la chaleur, et il se forme de l'oxalate de potasse et de la chaux plus ou moins carbonatée (Laugier).

7° *Acide silicique.* — Ils ressemblent assez aux précédents, mais ils sont moins colorés; leur poids ne diminue pas sensiblement par la calcination, et le résidu est insipide, insoluble dans les acides, et vitrifiable par les alcalis (Vauquelin et Fourcroy).

8° *Phosphate ammoniaco-magnésien.* — Il est blanc, cristallin et demi-transparent; lorsqu'on le traite par la potasse, la soude, etc., il est décomposé; l'ammoniaque se dégage, la magnésie se précipite, et il se forme du phosphate de potasse : il est soluble dans l'acide sulfurique.

9° *Phosphate de chaux.* — Il est opaque et en masses incolores; il est insoluble dans les alcalis, et ne dégage point d'ammoniaque; il ne se dissout point dans l'acide sulfurique, qui le décompose avec dégagement de chaleur, et forme du sulfate de chaux épais comme un *magma;* il se dissout à merveille dans les acides azotique et chlorhydrique.

10° *Matière animale.* — Presque tous les calculs renferment une matière animale dont on ne connaît pas la nature, et qui, suivant M. Thénard, pourrait bien n'être que du mucus de la vessie altéré.

11° *Matière grasse.* — En 1825, M. Chevallier annonça avoir retiré une matière grasse de plusieurs calculs urinaires. M. Ernest Barruel a également reconnu cette matière dans plusieurs calculs qu'il a analysés en 1831. Voici les caractères qu'il lui a assignés: elle est onctueuse, de couleur fauve, d'une odeur nauséabonde, se gonflant dans l'eau sans s'y dissoudre, comme le ferait la matière grasse du cerveau, fusible entre 50° et 60°, et graissant le papier.

Après avoir parlé des différentes substances qui entrent dans la com position des six cents calculs examinés par Fourcroy et Vauquelin,

Wollaston et Marcet, je vais faire connaître les quinze espèces que j'ai déjà annoncées, et dont douze ont été indiquées par les deux chimistes français; tantôt on ne trouvera dans ces espèces qu'une seule des substances énumérées, tantôt il y en aura plusieurs: dans ce dernier cas, il faudra les scier et en examiner les différentes couches; en général, celle qui sera le plus près du centre sera la plus insoluble.

1re *espèce. Acide urique.* — Elle formait environ le quart de la collection de Fourcroy et Vauquelin; 2e, urate d'ammoniaque, rare; 3e, oxalate de chaux, environ un cinquième; 4e, oxyde cystique, très-rare; 5e, oxyde xanthique, *idem;* 6e, calcul fibrineux, *idem;* 7e, acide urique et phosphate terreux, en couches distinctes, environ un douzième; 8e, *idem,* dans un état de mélange parfait, à peu près un quinzième; 9e, urate d'ammoniaque et phosphates en couches distinctes, environ un trentième; 10e, *idem,* dans un état de mélange parfait, à peu près un quarantième; 11e, phosphates terreux en couches fines ou mêlés intimement, environ un quinzième; 12e, oxalate de chaux et acide urique en couches très-distinctes, environ un trentième; 13e, oxalate de chaux et phosphates terreux en couches distinctes, à peu près un quinzième; 14e, oxalate de chaux, acide urique ou urate d'ammoniaque et phosphates terreux, environ un soixantième; 15e, acide silicique, acide urique, urate d'ammoniaque et phosphates terreux, à peu près un trois-centième.

Formation des calculs vésicaux. — Les matériaux qui entrent dans la composition de ces calculs existent constamment dans l'urine, ou bien s'y trouvent dans certaines circonstances, soit qu'ils aient été produits par une altération du liquide, soit qu'ils aient été introduits avec les aliments ou avec les boissons. Ils sont presque tous insolubles dans l'eau: il peut donc arriver que quelques-uns d'entre eux, par des causes particulières, se trouvent en beaucoup trop grande quantité pour pouvoir être dissous par le liquide; alors ils se déposent en partie, et forment un noyau autour duquel de nouvelles portions viennent se joindre pour le grossir. Il peut aussi se faire que des corps étrangers, tels que des épingles, du sang, de l'étain, etc., soient introduits dans la vessie, et déterminent la précipitation d'un ou de plusieurs des matériaux qui abondent dans l'urine. On ignore encore si tous les calculs prennent leur origine dans les reins ou dans la vessie; ceux qui sont composés d'acide urique et d'oxalate de chaux se forment souvent dans les reins, surtout les premiers; il est probable qu'il en est de même des autres, du moins dans certaines circonstances. Dans le cas où le calcul renferme différents ma-

tériaux, celui qui est le plus insoluble se dépose le premier, et forme le noyau; la dernière couche est composée de la substance la moins insoluble.

Traitement des calculs vésicaux. — On a beaucoup prôné autrefois les lithontriptiques ou dissolvants des calculs vésicaux, et on a conseillé d'injecter tour à tour dans la vessie des acides ou des alcalis faibles. Ces moyens sont généralement abandonnés aujourd'hui, parce qu'ils sont irritants et le plus souvent inutiles: en effet, supposons même que leur emploi ne soit suivi d'aucun inconvénient, comment savoir le lithontriptique que l'on doit employer lorsqu'on ne connaît pas la nature du calcul que l'on cherche à détruire? On pourrait, à la vérité, par l'analyse de l'urine, connaître les principes qui y dominent, et présumer par là quelle peut être la nature de la pierre; mais ces analyses, dificiles pour les personnes peu exercées dans les opérations chimiques, ne fourniraient jamais que des données approximatives. L'expérience a prouvé que les boissons abondantes, le bicarbonate de soude, et la magnésie pure, étaient les remèdes les plus efficaces pour faire cesser la disposition calculeuse, et rendre soluble le gravier qui aurait déjà pu se former, dans les cas où il serait composé d'acide urique (ce qui arrive le plus ordinairement). Je crois que ces médicaments agissent à la fois en facilitant la dissolution des petites concrétions et en modifiant les propriétés vitales des reins. On conçoit aisément que ces moyens ne doivent être d'aucune valeur lorsque le calcul a déjà acquis un certain volume et beaucoup de dureté.

M. Jules Cloquet, après avoir prouvé que l'eau distillée à la température de 32° dissolvait des quantités notables des calculs les plus insolubles, a imaginé un appareil à l'aide duquel il peut faire arriver dans la vessie 60 litres de ce liquide dans vingt-quatre heures. Les malades supportent bien cette médication; mais il est à craindre qu'on ne puisse pas en tirer un grand parti pour dissoudre les calculs, parce qu'elle n'agit pas avec assez d'énergie.

MM. Prévost et Dumas ont tenté, il y a quelques années, la dissolution des calculs vésicaux au moyen de la pile électrique. Il résulte de leurs expériences, 1° que les calculs formés par des combinaisons salines sont décomposés, l'acide se porte au pôle vitré, et la base au pôle résineux; 2° que ces acides et ces bases ne tardent pas à se combiner de nouveau pour reformer le sel, mais que celui-ci est en masses tellement friables, qu'on peut les réduire en petits grains cristallins par la plus légère pression; 3° que l'on observe des effets analogues lorsqu'on agit sur des calculs contenus dans la vessie des chiens; 7° qu'il ne se déve-

loppe aucun accident fâcheux sur la vessie des animaux soumis à l'influence du courant électrique; 5° que la pile ne peut être d'aucun avantage lorsque le calcul est formé d'acide urique, ou lorsque cet acide entre pour beaucoup dans sa composition. (Voy. *Ann. de phys. et de chim.*, juin 1823.)

Le Dr Bonnet a communiqué à l'Institut des expériences ayant pour objet de dissoudre les calculs urinaires à l'aide de l'azotate de potasse et de la pile électrique; on conçoit, en effet, que l'électricité, en décomposant le sel, mette à nu l'acide azotique et la potasse, qui se rendent chacun à l'un des pôles de la pile; si le calcul est formé d'acide urique, il sera dissous du côté où se trouve la potasse, tandis que la dissolution s'opérera du côté de l'acide s'il est composé de phosphates. Les réactions dont il s'agit n'ont été ni assez promptes, ni assez puissantes, pour que l'on doive mettre en pratique l'ingénieuse idée du Dr Bonnet; de nouveaux travaux de ce genre conduiront peut-être à des résultats plus heureux. (*Journ. de chim. méd.*, août 1835.)

Calculs urinaires du cheval. — Ces calculs sont en général formés de carbonate de chaux et d'un à deux centièmes de carbonate de magnésie, de matière animale; quelquefois on en a trouvé qui contenaient aussi du phosphate de chaux, du phosphate d'ammoniaque, de l'oxyde de fer, etc. (Fourcroy, Vauquelin, Pearson, Brande, Wurzer, Lassaigne, etc.). On peut en dire autant des calculs vésicaux de *bœuf* et de *vache.*

Les *calculs vésicaux des animaux carnivores* renferment en général du phosphate ou de l'oxalate de chaux, et peu ou point de carbonate. Ceux des *chiens* peuvent être rapportés aux cinq espèces suivantes: 1° phosphate ammoniaco-magnésien, traces de phosphate de chaux (très-commune); 2° phosphate ammoniaco-magnésien, phosphate de chaux en quantité variable (très-commune); 3° urate d'ammoniaque mélangé de phosphate de chaux en quantité variable (peu commune); 4° oxalate de chaux cristallisé pur (rare); 5° oxyde cystique avec traces de phosphate de chaux (très-rare). (Lassaigne.)

M. Chevreul a analysé des concrétions trouvées dans les vaisseaux urinaires d'un *rein de bœuf*, et les a trouvées formées de matière organique azotée, d'*huile phosphorée* du sang, d'une substance provenant de la modification d'un principe immédiat existant dans la bile et la chair musculaire de l'animal, enfin de matières inorganiques, telles que des carbonates de chaux et de magnésie, du phosphate de chaux, du phosphate ammoniaco-magnésien, de l'acide silicique et des traces de sels de potasse et de soude. Il n'y avait ni acide urique ni acide oxalique. (*Journ. de pharm.*, septembre 1849.)

Les calculs vésicaux des rats ont fourni à M. Lassaigne de l'oxalate e chaux et du mucus vésical.

ES CALCULS DES VÉSICULES SPERMATIQUES DE L'HOMME.

L'analyse de ces calculs a donné à M. Collard de Martigny un peu albumine, du mucus concrété, et quelques atomes de sels (*Journ. de him. méd.,* t. III, p. 133).

DES CALCULS PRÉPUTIAUX CHEZ L'HOMME.

Ils paraissent formés, d'après M. Boutigny, de phosphate ammoniaco-agnésien et d'urate d'ammoniaque (*ibid.,* juin 1833).

DES CALCULS SALIVAIRES ET DES AMYGDALES.

Les calculs salivaires de l'homme sont composés de phosphate de naux, d'une petite proportion de carbonate de chaux, d'oxyde de fer de traces de magnésie, et d'une quantité notable de matière animale. eux des animaux herbivores sont, au contraire, presque entièrement rmés de carbonate de chaux; on y trouve cependant un peu de carbo-ate de magnésie, de phosphate de chaux et de magnésie, d'eau et de atière animale, et quelquefois même de chlorure de sodium. Une *con-étion des amygdales* chez l'homme a fourni à M. Laugier, sur 4 centi-ammes, 2 de phosphate de chaux, 1 d'eau, ½ de carbonate de chaux, ½ de mucus fétide. M. Regnard en a analysé une autre qui était com-osée de beaucoup de carbonate de chaux, d'une petite quantité de phos-iate de chaux, et de mucus.

DES CONCRÉTIONS ARTHRITIQUES.

Ces concrétions, désignées encore sous le nom de *tuf arthritique,* ont été connues qu'en 1797, époque à laquelle Tennant en fit l'ana-se; il les a trouvées formées d'urate de soude et d'un peu de matière nimale. Fourcroy, Vauquelin et Wollaston, ont confirmé cette décou-erte en 1803. Vogel, en 1813, a analysé une de ces concrétions, qui ontenait de l'urate de soude, de l'urate de chaux, et un peu de chlo-ure de sodium. Laugier en a examiné une qui avait été extraite l'articulation du genou d'un goutteux, et en a séparé 2 parties d'a-de urique, 2 d'urate de soude, 1 d'urate de chaux, 2 de chlorure

de sodium, 2 de matière animale, et 2 d'eau (*Journal de chimie médicale*, t. I[er]).

DES CONCRÉTIONS CÉRÉBRALES CHEZ L'HOMME ET CHEZ LES ANIMAUX.

Fourcroy a démontré que les concrétions dures que l'on aperçoit en écrasant entre les doigts la glande pinéale sont formées de phosphate de chaux et d'une matière animale. D'autres concrétions molles, mais plus consistantes que le cerveau, ont fourni à M. Morin de la cholestérine et de l'albumine. M. Lassaigne avait déjà assigné cette composition à une concrétion de ce genre, trouvée dans le cerveau d'un cheval. Celles qui se développent dans le plexus choroïde sont presque entièrement composées de cholestérine (Lassaigne).

DES CONCRÉTIONS PULMONAIRES ET HÉPATIQUES.

Elles sont formées de beaucoup de phosphate de chaux et d'une petite quantité de carbonate de la même base.

DES CONCRÉTIONS VEINEUSES CHEZ L'HOMME ET CHEZ LES ANIMAUX.

Ces concrétions peuvent être de deux espèces, de nature osseuse et de nature fibrineuse (Lassaigne, *Journ. de chim. méd.*, t. III, p. 157).

DU TISSU CANCÉREUX.

M. Collard de Martigny a retiré d'un tissu cancéreux 0,206 d'albumine, 0,021 de gélatine, 0,020 de matière grasse, des traces de phosphore et de sels, et 1,700 d'eau (*Journ. de chim. méd.*, juillet 1828).

DES CONCRÉTIONS DE DIFFÉRENTS ANIMAUX.

Bézoards (concrétions formées dans l'estomac ou dans les intestins de plusieurs animaux). — Suivant Fourcroy et Vauquelin, on doit admettre sept espèces de bézoards :

Première espèce. — *Bézoards* en couches concentriques, très-fragiles, faciles à séparer, et rougissant l'*infusum* de tournesol : ils sont formés

de matière animale et de phosphate acide de chaux, mêlé quelquefois d'un peu de phosphate de magnésie.

Deuxième espèce. — *Bézoards* demi-transparents, jaunâtres, en couches concentriques : ils sont composés de phosphate de magnésie et de matière animale ; quelquefois aussi ils renferment un excès d'acide.

Troisième espèce. — *Bézoards* en rayons divergents, bruns ou verdâtres, très-volumineux et très-communs chez les animaux herbivores ou granivores : ils contiennent du phosphate ammoniaco-magnésien et du gluten.

Quatrième espèce. — *Bézoards* intestinaux biliaires, d'un rouge brun, composés de grumeaux agglutinés et formés par la matière grasse huileuse de la bile. D'après M. Thénard, ces concrétions ne seraient que de la matière jaune de la bile.

Cinquième espèce. — *Bézoards* intestinaux résineux, en couches lisses, polies, fragiles, douces au toucher : ils paraissent formés d'une matière analogue à la substance biliaire, et d'une autre résineuse, sèche et incolore ; ils sont fusibles : les *bézoards* orientaux appartiennent à cette espèce.

Sixième espèce. — *Bézoards* intestinaux fongueux : on y trouve les débris du *boletus igniarius* (amadouvier), et un peu de matière animale : ils sont quelquefois recouverts d'une croûte de phosphate ammoniaco-magnésien.

Septième espèce. — *Bézoards* intestinaux pileux (*égagropiles*) : ils sont bruns, jaunes, fauves, etc. ; ils sont formés de poils que les animaux avalent, et qui sont souvent mêlés de foin, de paille, de racines, d'écorces, etc. John a remarqué que le poil qui constituait l'égagropile différait dans chaque espèce d'animal : ainsi, chez le cerf, il est formé de poil de cerf, chez le chamois, de poil de chamois, etc. Suivant Fourcroy, on doit ranger parmi ces bézoards les concrétions composées de matière fécale durcie.

Concrétion du cloaque d'un vautour. — Suivant John, elle était formée d'acide urique pur, d'urate de chaux, d'urate alcalin, de gluten animal, et d'un atome d'urate d'ammoniaque.

Concrétions de la vessie d'un cochon. — Elle était composée de 995 de phosphate ammoniaco-magnésien, et de 4 de ciment animal (Caventou). Vauquelin a analysé une concrétion de la vessie d'une *tortue* qui paraissait contenir de l'acide urique.

Concrétion trouvée dans les reins de l'esturgeon. — Albumine, 2 ; eau, 24 ; phosphate de chaux, 71,50 ; sulfate de chaux, 0,50 (Klaproth). Fourcroy et Vauquelin, en examinant la concrétion d'un poisson, y

trouvèrent du carbonate de chaux, un peu de phosphate de chaux, et des substances muqueuses et membraneuses.

DE QUELQUES AUTRES MATIÈRES PARTICULIÈRES A CERTAINES CLASSES D'ANIMAUX.

Mammifères. — *Musc.* On trouve dans le Thibet et dans la grande Tartarie des animaux analogues au chevreuil, que l'on appelle *chevrotins,* et qui offrent en avant du prépuce du mâle une poche renfermant le musc, sous forme de grumeaux amers et très-odorants : celui que l'on débite dans le commerce contient ordinairement de la graisse ou des résines. D'après MM. Guibourt et Blondeau, le musc dit *tonquin* est composé d'eau, d'ammoniaque, de stéarine, d'oléine, de cholestérine, d'une huile volatile, d'une autre huile acide combinée à l'ammoniaque, de gélatine, d'albumine, de fibrine, d'une matière très-carbonée soluble dans l'eau, de chlorhydrate d'ammoniaque, de chlorures de potassium et de calcium, d'un acide indéterminé, en partie saturé par les mêmes bases, d'un sel calcaire soluble à acide combustible, de carbonate et de phosphate de chaux, de poils et de sable. Le musc est très-inflammable; il est en partie soluble dans l'eau et dans l'alcool, et il jouit des propriétés antispasmodiques les plus énergiques.

Civette. — Cette substance se trouve dans une vésicule située près de l'anus du *viverra civetta,* petit quadrupède d'Afrique, de l'Arabie et des Indes; sa consistance est à peu près comme celle du miel; son odeur est très-forte, sa saveur un peu âcre, et sa couleur d'un jaune pâle; on ne s'en sert que dans la parfumerie. Elle contient, suivant M. Boutron-Charlard, de l'ammoniaque libre, de la stéarine, de l'élaïne, du mucus, de la résine, de l'huile volatile, une matière colorante jaune, du carbonate et du sulfate de chaux, et de l'oxyde de fer : elle ne paraît pas renfermer d'acide benzoïque.

Castoréum. — On trouve ce produit dans deux poches membraneuses situées dans les aines du castor; il a la consistance du miel épais quand il est récent, mais il durcit en vieillissant; sa saveur est âcre, amère, nauséabonde; il a une odeur très-forte, qu'il perd par la dessiccation. Il est formé, d'après Laugier et Bouillon-Lagrange, d'une huile volatile odorante, d'acide benzoïque, de résine, de *castorine,* d'une matière colorante rougeâtre, de mucus, de carbonates de potasse, de chaux et d'ammoniaque, et de fer. Bizio et Brandes ont signalé dans le *castoréum* la *castorine,* matière grasse, se rapprochant de l'éthal (voyez p. 625). Woehler y a trouvé depuis de l'acide phénique et de la sali-

cine. On emploie le *castoréum* en médecine, comme antispasmodique.

Ambre gris. — On croit que c'est une concrétion intestinale du cachalot; il flotte sur la mer aux environs de Madagascar, des îles Moluques et du Japon. Il est solide, gris, taché de jaune et de noir, d'une saveur douce et suave, plus léger que l'eau, et fusible comme la cire (voy. *Ambréine,* p. 625).

Oiseaux. — *Œufs.* La *coquille* d'œuf est composée, d'après Vauquelin, de carbonate de chaux, d'un peu de carbonate de magnésie, de phosphate de chaux, d'oxyde de fer, de soufre, et de matière animale; elle ne contient point d'acide urique. La *membrane interne* de la coquille est formée, suivant le même chimiste, d'une substance albumineuse soluble dans les alcalis, et d'un atome de soufre. Le *blanc d'œuf* contient une grande quantité d'eau et d'albumine, une matière animale regardée par John comme de la gélatine, et par Bostock comme du mucus, une matière grasse formée d'oléine et de stéarine, de la *soude,* du sulfate de soude, du phosphate de chaux, et peut-être de l'oxyde de fer, et, suivant M. Barreswil, du sucre de fruit, lequel disparaît quand on concentre à chaud la dissolution : en effet, le carbonate de soude agit énergiquement sur lui au contact de l'air et à une température élevée; il disparaît même spontanément : aussi doit-on agir sur un œuf frais, si l'on veut démontrer sa présence.

Jaune d'œuf. Il renferme, d'après M. Gobley :

Eau	51,486
Vitelline	15,760
Lécithine	8,426
Cérébrine	0.300
Cholestérine	0,438
Oléine et margarine	21,304
Chlorhydrate d'ammoniaque	0,034
Chlorures de sodium et de potassium, et sulfate de potasse	0,277
Phosphates de chaux et de magnésie	1,022
Extrait de viande	0.400
Matière colorante, traces de fer, etc.	0,533
	100,000

Enveloppe du jaune. John croit qu'elle est de nature albumineuse. On n'a pas encore analysé les ligaments ni la cicatricule des œufs.

M. Barreswil, après avoir vérifié que le jaune d'œuf ne renferme pas d'alcali, a prouvé que sa propriété émulsive dépend d'un produit analogue à celui du suc pancréatique; il a vu aussi que le jaune d'œuf

n'est pas acide, et ne contient aucun acide gras, au moment où l'on casse l'œuf, tandis que le contraire a lieu quand le jaune d'œuf reste pendant quelques instants au contact de l'air. M. Gobley a déduit de ses expériences un certain nombre de conclusions dont voici les principales : 1° les principes constituants du jaune d'œuf sont susceptibles de varier en ce qui concerne leurs proportions; 2° la matière grasse est formée d'*huile d'œuf* et d'une matière visqueuse; 3° l'*huile d'œuf* est composée de margarine, d'oléine, de cholestérine, et de matière colorante; *elle ne contient ni soufre ni phosphore;* 4° la matière visqueuse est formée de *lécithine,* produit phosphoré, et de *cérébrine;* 5° la lécithine, qui formera chez l'animal développé l'acide oléophosphorique de M. Frémy, se transforme sous l'influence de l'eau, et en présence des acides et des alcalis minéraux, sans le contact de l'oxygène, en acides oléique, margarique et phosphoglycérique; 6° l'acide oléophosphorique présente la plus grande analogie avec la lécithine; 7° la cérébrine est analogue, sinon identique, avec l'acide cérébrique de M. Frémy; 8° le jaune d'œuf est neutre ou légèrement acide; en le faisant bouillir dans l'eau, on obtient un liquide acide, qui le devient davantage par l'addition de l'alcool; cette propriété est due à l'acide lactique, à la faveur duquel probablement une partie des phosphates pénètre dans l'estomac du jeune animal; 9° le jaune d'œuf renferme les sels que l'on trouve dans l'économie animale; 10° la matière colorante est formée de deux principes, l'un rouge, contenant du fer, et analogue à la matière colorante du sang, l'autre jaune, qui paraît être aussi l'analogue de la matière jaune de la bile.

Poissons. — Œufs de carpe. M. Gobley a prouvé qu'ils sont formés de :

Eau	64,080
Paravitelline	14,060
Oléine et margarine	2,574
Cholestérine	0,266
Lécithine	3,045
Cérébrine	0,205
Chlorhydrate d'ammoniaque	0,042
Chlorures de sodium et de potassium	0,447
Sulfate et phosphate de potasse	0,037
Phosphates de chaux et de magnésie	0,292
Extrait de viande	0,389
Membranes et enveloppes	14,530
Matière colorante, traces de fer, etc.	0,033
	100,000

Laitance de carpe. Elle a fourni à M. Gobley (mémoire inédit lu à l'Académie de médecine le 24 septembre 1850) :

Eau	74,812
Matière albumineuse	20,242
Lécithine	1,013
Cérébrine	0,210
Cholestérine	0,161
Oléine et margarine	2,121
Chlorhydrate d'ammoniaque	0,048
Chlorures de sodium et de potassium	0,381
Sulfate de potasse	0,056
Phosphates de chaux et de magnésie	0,520
Extrait de viande	0,362
Perte	0,073
	100,000

Mollusques. — Encre de sèche. Liquide mucilagineux, noir, contenu dans une vésicule particulière des animaux du genre *sepia*, et formé, lorsqu'il a été desséché, de 78 de mélaïne, de 10,40 de carbonate de chaux, de 7 de carbonate de magnésie, de 2,16 de chlorure de sodium et de sulfate de soude, et de 0,84 de matière animale analogue au mucus. C'est à tort que l'on a cru que l'encre de Chine était préparée avec cette liqueur; on sait, au contraire, que la base de cette encre est le noir de fumée. L'*os de sèche* est formé de carbonate de chaux, d'une trace de phosphate de la même base, et d'une certaine quantité de matière animale membraneuse qui lui sert de trame.

Coquilles. — Vauquelin a trouvé dans les coquilles d'huîtres du carbonate de chaux, un peu de phosphate de chaux, du carbonate de magnésie, de l'oxyde de fer, et de la matière animale. Hatchett, qui avait déjà fait l'analyse des coquilles d'une moule fluviatile, de l'oreille de mer, du *voluta cypræa,* des patelles de Madera, etc., n'avait point trouvé de phosphate de chaux.

Perles, nacre. — Ces matières paraissent formées des mêmes principes que les coquilles dont je viens de parler : l'art peut les imiter parfaitement.

Limaçons de différentes espèces. — Suivant Kastner, les limaçons donnent, lorsqu'on les traite par l'eau bouillante, une gélatine qui jouit de toutes les propriétés de l'ichthyocolle, et qui peut la remplacer.

Crustacés. — Leurs enveloppes sont formées de 50 parties de carbonate de chaux, de 14 de phosphate de la même base, et de 26 de matière

cartilagineuse (Mérat-Guillot). Les écrevisses et les autres crustacés contiennent un principe colorant rouge, distinct de ceux qui sont déjà connus, que l'on peut extraire par l'alcool froid; la source de cette couleur paraît être dans une membrane qui recouvre le dos de l'animal (Lassaigne).

Insectes. — Cantharides. L'analyse la plus récente des cantharides, celle qui a été faite par Robiquet, prouve qu'elles sont formées d'une huile grasse, fluide, verte, ne *produisant point d'ampoules;* d'une matière noire, insoluble dans l'eau, *non vésicante;* d'une substance jaune, vésicante, dans laquelle se trouve la cantharidine; d'acide urique, d'acide acétique, de matière animale et du squelette de la cantharide, de phosphate de chaux et de phosphate de magnésie. Déjà Thouvenel, Beaupoil et quelques autres chimistes, avaient analysé ces insectes; mais les résultats qu'ils avaient obtenus étaient loin d'être aussi complets que ceux du savant pharmacien que j'ai cité. Les *élytres* des coléoptères contiennent de l'albumine, une matière extractive soluble dans l'eau, une substance animale brune, une huile colorée, quelques sels et de la *chitine.*

Chitine ou entomaderme. — La *chitine,* de χιτὼν, tunique, existe dans le tissu tégumentaire de tous les insectes, de la peau des larves; les parois des trachées des insectes en sont formées; elle entre pour le quart dans le poids des élytres des insectes coléoptères, dont elle constitue la trame ou le squelette. Elle est solide, transparente, insoluble dans l'eau et dans les alcalis. Chauffée, elle se charbonne sans se boursoufler, et donne un sel ammoniacal acide; d'après M. Payen, elle contient 9 pour 100 d'azote. L'acide sulfurique la dissout et fournit une liqueur mucilagineuse incolore, qui, par la dessiccation, prend l'apparence de la gomme; si on dissout dans l'eau le produit desséché, la dissolution, mêlée avec de l'alcool, donne des flocons blancs gélatineux, tandis qu'elle n'est précipitée ni par le tannin ni par les sels métalliques, excepté par le sulfate de sesquioxyde de fer. L'acide azotique dissout la chitine sans la colorer en jaune.

Kermès végétal (insecte de l'ordre des hémiptères, connu sous le nom de *coccus ilicis*). — Il contient, d'après M. Lassaigne, une matière grasse, jaune, une substance rouge analogue à la carmine, quelques sels minéraux, et une grande quantité d'une matière animale particulière que l'on a proposé d'appeler *zoococcine.* Cette matière est soluble dans l'eau et dans les alcalis; sa dissolution aqueuse est précipitée par le chlore, par l'infusion de noix de galle et par la plupart des acides. On la trouve aussi dans la cochenille. — *Fourmis.* Elles renferment, sui-

vant Gehlen, de l'acide formique et de l'huile éthérée. — *Charançons.* Ils contiennent un acide analogue à l'acide gallique, une substance semblable au tannin, des matières grasses fixes, une matière résineuse, un principe amer, une matière animale particulière, de la *chitine,* des phosphates de chaux et de magnésie, des sulfates, de l'acide silicique, et un principe colorant particulier. (Bonastre et Henry.)

Polypiers. — Hatchett a fait un très-grand nombre d'analyses de polypiers, qu'il divise en quatre classes sous le rapport de leur composition chimique. 1° Les *madrepora muricata* et *labyrinthica,* les *millepora cœrulea* et *alcicornis,* contiennent beaucoup de carbonate de chaux et fort peu de matière animale; 2° le *madrepora fascicularis,* les *millepora cellulosa, fascicularis* et *truncata,* renferment beaucoup de matière animale et du carbonate de chaux; 3° le *madrepora polymorpha,* l'*isis ochracea,* le *coralina opuntia,* le *gorgonia nobilis* (corail rouge), sont formés d'une assez grande quantité de matière animale, de beaucoup de carbonate de chaux et d'un peu de phosphate de chaux; 4° l'éponge officinale est presque entièrement composée de matière animale gélatineuse, et d'une substance mince, membraneuse, analogue à l'albumine coagulée.

DE LA PUTRÉFACTION.

Les animaux ou leurs parties, soustraits à l'influence de la vie, et placés dans des circonstances favorables, ne tardent pas à se putréfier: examinons quelle est l'influence de l'eau, de l'air et du calorique, sur cette décomposition spontanée, quels en sont les phénomènes et les produits, et par quels moyens on peut l'empêcher de se manifester.

La présence de l'*eau* est indispensable pour que la putréfaction se développe: en effet, Gay-Lussac a conservé pendant plusieurs mois, sans aucune altération, de la viande suspendue dans l'intérieur d'une cloche, au bas de laquelle se trouvait du *chlorure de calcium,* substance très-avide d'humidité, qui agissait en absorbant l'eau contenue dans la viande: d'ailleurs il est généralement connu que le sel commun, l'alcool, et plusieurs autres matières ayant de l'affinité pour l'eau, empêchent la putréfaction de la chair, dont elles absorbent l'humidité; ne sait-on pas encore que des cadavres ont été conservés pendant longtemps dans les terrains arides et secs?

L'*air atmosphérique* n'est pas indispensable pour que la putréfaction se manifeste, puisqu'elle a lieu dans l'eau qui a bouilli, ou dans l'intérieur de la terre: cependant il exerce une action qu'il importe de con-

naître. Lorsqu'il est très-sec et souvent renouvelé, il retarde la putréfaction, probablement parce qu'il s'empare de l'humidité de la matière animale; si, au contraire, il est humide et stagnant, il la favorise en cédant de l'eau et une certaine quantité de son oxygène, comme l'a prouvé Hildebrand (voy. mon *Traité de médecine légale*, 4e édition). Dès que l'oxygène favorise la putréfaction en se combinant avec l'hydrogène et le carbone des matières animales, et dès que cet oxygène est un corps éminemment électro-négatif, il suffira, pour retarder la putréfaction des matières qui se pourrissent à l'air, de constituer ces matières dans un état d'électricité négative; alors l'oxygène sera en quelque sorte repoussé: c'est ce qui a été prouvé par M. Matteucci en faisant pourrir comparativement des morceaux de la même viande qu'il avait abandonnés à eux-mêmes, et d'autres qu'il avait placés sur des plaques de zinc; les premiers étaient pourris lorsque les autres ne donnaient encore aucun signe d'altération; le zinc effectivement s'était électrisé positivement, et la viande négativement. (voy. *Ann. de chim.*, novembre 1829.)

La température de 15° à 25° est la plus favorable pour que la putréfaction se développe; si la chaleur était beaucoup plus forte, la matière animale se dessécherait; si la température était à 0° ou au-dessous, elle se conserverait pendant longtemps: combien de cadavres intacts n'a-t-on pas tirés de la neige, où ils avaient été ensevelis pendant plusieurs mois!

Phénomènes généraux qui accompagnent la putréfaction à l'air libre. — La matière animale se ramollit si elle est solide, elle devient plus ténue si elle est liquide; sa couleur passe au rouge brun ou au vert; elle exhale une odeur fétide insupportable; on observe un boursouflement léger qui soulève la masse; quelque temps après, la matière s'affaisse, son odeur change et devient moins désagréable. Il se forme, pendant cette décomposition, de l'eau, du gaz acide carbonique, de l'acide acétique, de l'ammoniaque, du carbure d'hydrogène, et de l'acide sulfhydrique: ces gaz, en se dégageant, entraînent une portion de matière à demi pourrie, qui les rend si infects et qui constitue sans doute les miasmes; il ne reste qu'un produit terreux si la substance qui se pourrit est dans l'air. Si la matière qui subit la décomposition spontanée est musculeuse, et qu'elle soit plongée dans l'eau, ou, mieux encore, enfouie dans un terrain humide, elle se transforme en un corps gras mêlé de tissu cellulaire. Ce corps, appelé *gras des cadavres*, est formé d'un peu d'ammoniaque, de potasse et de chaux, combinés avec une très-grande quantité d'acide margarique et un peu d'un autre acide semblable à l'acide oléique; il contient, en outre, de l'acide lactique, du

lactate de potasse et de chaux, une matière colorante jaune azotée, retenant de la chaux; d'où il résulte qu'il doit être regardé comme une sorte de savon qui serait le résultat de l'action de la graisse du muscle sur l'ammoniaque provenant de la décomposition de la fibrine, de l'albumine, etc., et non pas, comme on l'a cru pendant longtemps, une modification de la chair musculaire (voir l'art. *Fermentation*).

Moyens propres à prévenir la putréfaction. — On a proposé plusieurs moyens pour empêcher la putréfaction; j'en ai fait connaître quelques-uns en parlant de l'influence de l'eau sur cette décomposition spontanée (voy. p. 817). M. Wislin veut que l'on conserve les matières animales en les plongeant pendant quelques minutes seulement dans de l'eau bouillante (1832). Chaussier a prouvé le premier que les cadavres ou leurs parties pouvaient se conserver parfaitement en les plongeant dans une dissolution saturée de sublimé corrosif, et en remplaçant celui-ci à mesure qu'il était décomposé: en effet, ce sel, en se combinant avec les substances animales, forme un composé de bichlorure de mercure et de substance animale, qui est dur, imputrescible, inaltérable à l'air, et inattaquable par les vers et par les insectes (voy. p. 636). Ce procédé, qui mérite la préférence sur beaucoup d'autres, est très-dispendieux et défigure complétement les substances que l'on désire conserver. Janicki propose de faire, au moyen de la machine pneumatique, le vide autour de la substance à conserver, de remplir les intestins avec de la glace pilée, et de geler artificiellement les viandes en opérant comme on le fait pour congeler le mercure dans le vide (*Comptes rendus*, séance du 25 septembre 1850).

Les matières animales peuvent encore être conservées par le procédé d'Appert.

Gannal a prétendu qu'en injectant dans l'aorte des cadavres plusieurs litres d'une dissolution d'acétate ou de sulfate d'alumine mêlés d'un sel de cuivre ou d'un composé *arsenical,* il empêchait la génération des insectes, et que les cadavres pouvaient servir à la dissection; il a été plus loin, puisqu'il a voulu *embaumer* les corps à l'aide du même liquide! Pour ce qui concerne les dissections, tout en reconnaissant que le liquide alumineux et *arsenical* conservait assez bien les cadavres, il a fallu *renoncer* à son emploi, tant les scalpels et les autres instruments étaient rapidement rouillés et mis hors de service. Quant à l'*embaumement,* je dirai bientôt ce qu'il faut penser du liquide alumineux.

Le D[r] Sucquet a inventé deux procédés de conservation qui ne laissent rien à désirer. S'agit-il de la dissection, il a recours au *sulfite de soude* (voy. t. I, p. 390); est-il question d'embaumer les cadavres, il

emploie le chlorure de zinc (voy. t. I, p. 472). L'Académie de médecine, chargée de déterminer lequel des deux procédés, celui de Gannal ou de Sucquet, était préférable, confia la solution du problème à une commission composée de MM. Caventou, Londe, Blandin, Poiseuille, et moi. On inhuma deux cadavres, l'un à côté de l'autre, dans le jardin de l'École pratique de la Faculté de médecine de Paris; les deux bières étaient en sapin de même qualité et de même épaisseur, les draps qui enveloppaient les corps étaient de même étoffe; tout était donc dans les mêmes conditions, si ce n'est que l'un d'eux avait été injecté par Gannal, avec un sel alumineux non *arsenical*, et l'autre par Sucquet, avec du chlorure de zinc (1). On exhuma les cadavres au bout de quinze mois: *celui qu'avait injecté Gannal était tellement pourri, qu'on ne pouvait pas l'approcher;* celui que Sucquet avait injecté *était parfaitement conservé.* Ce résultat, écrasant pour Gannal, fut bientôt connu de toute l'Europe, et assigna au procédé Gannal, *sans addition d'arsenic,* la place qu'il doit occuper à l'endroit des *embaumements;* il n'est pas aujourd'hui un médecin instruit et consciencieux qui songe à proposer la méthode Gannal, s'il tient à ce que le cadavre soit conservé.

On peut encore prouver et rendre incontestable l'efficacité du procédé Sucquet, en visitant le musée d'anatomie normale que j'ai créé à la Faculté: là on verra des membres entiers, cuisses, jambes, pieds, bras, avant-bras et mains, etc., disséqués *depuis cinq ans,* de manière à montrer les muscles, les tendons, les aponévroses, les artères, les veines et les nerfs, dans un état de conservation tel que l'on est saisi d'admiration; tous les jours, les nombreux élèves qui recherchent ces pièces pour en faire leur profit peuvent se convaincre que jamais l'art n'était parvenu à ce degré de perfection, et qu'ils n'ont rien de mieux à faire, lorsqu'ils voudront conserver les cadavres *en terre,* que d'agir comme on l'a fait pour les pièces qu'ils peuvent toucher. La préparation de ces pièces, qui sont dures comme du bois, se fait en trempant les chairs dans une dissolution de chlorure de zinc, dont le degré varie suivant les tissus, de 4 à 12 de l'aréomètre de Baumé, et non pas 38, comme pour l'embaumement; le sel de zinc décolore les tissus et en réduit beaucoup le volume; il ne s'agit plus que de les gonfler et de leur donner le volume

(1) Avant l'injection, les commissaires avaient analysé les deux liqueurs; celle de Gannal, quoiqu'il eût affirmé qu'elle n'était pas arsenicale, contenait une telle proportion d'arsenic, qu'elle fut rejetée par la commission, qui ne permit à Gannal de faire l'injection qu'avec une autre liqueur *non arsenicale*

normal, puis de les peindre. Sucquet n'a pas encore publié le procédé qu'il emploie pour obtenir ce beau résultat.

Désinfection. Les chlorures de soude et de chaux désinfectent instantanément les matières animales pourries, comme l'a prouvé Labarraque (voy. mon *Traité de médecine légale*, 4e édit., article *Exhumations juridiques*).

DES FUMIGATIONS.

L'air atmosphérique est quelquefois imprégné de miasmes qui le rendent délétère; on ignore au juste quelle est la composition intime de ces miasmes, mais tout porte à croire qu'ils sont formés des mêmes principes que les substances végétales ou animales; assez souvent même, ne sont-ils produits que par des matières azotées à demi pourries. Le meilleur moyen connu pour les détruire est de les mettre en contact avec le *chlore*, comme l'a prouvé le premier l'illustre Guyton de Morveau : en effet, l'eau est décomposée, son hydrogène s'unit au chlore pour former de l'acide chlorhydrique, et son oxygène se combine avec la matière organique et la transforme en une substance qui n'exerce plus d'action nuisible sur l'économie animale. On dégage le chlore, comme je l'ai indiqué t. I, p. 67, en mettant du bioxyde de manganèse et de l'acide chlorhydrique dans une terrine, si l'on veut désinfecter un amphithéâtre, ou dans une fiole, si on veut purifier l'air d'une salle d'hôpital remplie de malades; car, dans ce dernier cas, on doit éviter de dégager une trop grande quantité de chlore à la fois.

SUPPLÉMENT.

EXTRACTION DU SUCRE.

L'industrie sucrière ayant fait des progrès remarquables dans ces derniers temps, je crois devoir compléter et même rectifier ce que j'ai dit à la page 60 de ce volume.

On doit à MM. Dubrunfaut et Leplay un nouveau procédé de fabrication du sucre de canne, fondé sur la propriété que possèdent certaines bases, comme la baryte et la chaux, de former avec le sucre, dans des conditions données, des *sucrates* insolubles ou peu solubles.

La baryte ayant jusque-là la préférence, je décrirai le procédé tel qu'il est pratiqué en ce moment, soit pour le jus de betteraves, soit pour les mélasses; cette méthode nouvelle promet à la fabrication du sucre d'immenses améliorations.

MM. Dubrunfaut et Leplay ont observé, en 1843, que les mélasses brutes de betteraves ne contiennent que du sucre cristallisable : cette constatation, faite par une méthode saccharimétrique particulière aux auteurs, pouvait laisser quelque doute dans l'esprit; en effet, ces messieurs, à l'exemple d'autres chimistes, dosaient le sucre par fermentation et par distillation, et pour opérer le départ du sucre cristallisable du sucre incristallisable, ils faisaient deux fermentations, l'une sur le corps sucré, l'autre sur le même corps qui avait subi à chaud une réaction calcique, laquelle détruit tous les sucres autres que le sucre cristallisable. Le nombre alcool donné par la seconde fermentation dosait avec précision le sucre cristallisable, et la différence des deux quantités d'alcool fournies par les deux fermentations donnait le sucre incristallisable. En procédant ainsi à l'analyse des diverses mélasses du commerce, ces messieurs conclurent que les mélasses brutes de betteraves contenaient environ 50 p. 100 de sucre qui était exclusivement du sucre cristallisable; ils constatèrent, en outre, que les mélasses des raffineries de sucre de betteraves contenaient de $^1/_8$ à $^1/_{10}$ de leur poids de sucre incristallisable, et que les mélasses de raffinage de canne, sur 60 à 70 p. 100 de sucres divers qu'elles retenaient, offraient de 15 à 35 p. 100 de sucre incristallisable. Cette constatation n'était, pour ainsi dire, que l'énoncé d'un théorème qui attendait une démonstration plus directe :

pour prouver ce fait jusqu'à l'évidence, les auteurs imaginèrent d'essayer d'utiliser la propriété découverte par M. Péligot dans le sucrate de baryte, et un succès complet couronna leur tentative, puisqu'ils parvinrent à extraire le *sucre cristallisable pur,* et d'une manière presque complète, des *mélasses brutes*, que la fabrication du sucre livrait, avant eux, à la distillerie. La baryte, en effet, n'enlève aux mélasses que du sucre cristallisable, avec un peu de principe colorant, et le sucrate, lavé, puis traité par l'acide carbonique, donne du carbonate de baryte et du sucre à peu près pur. Le sucrate de baryte est un sel monobasique, sensiblement soluble dans l'eau, et peu ou point soluble dans l'eau saturée d'hydrate de baryte; de là la nécessité d'employer dans l'application de ce procédé un excès de baryte. Le sucrate n'est pas plus soluble à chaud qu'à froid; il se forme également dans ces deux circonstances, mais avec une rapidité variable. La formation du sucrate est instantanée à $+100°$; tandis qu'à $+15°$, elle peut exiger 20 à 24 heures pour être complète. Elle s'accomplit pendant des temps différents, entre ces deux limites de température.

MM. Dubrunfaut et Leplay peuvent pratiquer leur procédé de diverses manières, mais ils donnent la préférence à la méthode suivante:

Ils transforment le carbonate de baryte, soit naturel, soit artificiel, en baryte, en le calcinant avec du charbon dans un four à réverbère ordinaire; le produit brut de cette réaction est attaqué par l'eau à chaud, et fournit ainsi une dissolution bouillante d'hydrate de baryte. Cette dissolution est ajoutée, dans cet état, soit à la mélasse, soit aux jus de canne ou de betterave, en proportion suffisante pour fournir au sucre un équivalent de baryte, et en outre pour donner à l'eau mère une teneur en baryte telle qu'elle puisse saturer 15 à 16 grammes d'acide sulfurique monohydraté par litre. Cette dernière condition est utile à connaître pour perdre le moins de sucre possible dans les eaux mères. Le sucrate de baryte, ainsi formé, est mis à égoutter dans des baquets en bois faisant fonctions de filtres; puis on le lave méthodiquement. Le sucrate lavé qui sort de ce travail est transporté dans de grandes cuves, où il est traité par un courant d'acide carbonique jusqu'au refus.

Le sucrate ainsi traité offre un magma boueux qui contient le sucre libre en dissolution dans l'eau, et le carbonate de baryte en suspension; on dépose ce mélange dans des sacs que l'on met à égoutter; ces sacs sont ensuite soumis à une pression énergique, et, pour achever de leur enlever le sucre qu'ils renferment, on les traite par l'eau, dans un appareil de macération.

Les eaux sucrées qui sortent de ce travail peuvent retenir un peu de

baryte carbonatée en dissolution; on les clarifie, puis on les fait passer sur un filtre à charbon en grains, contenant une couche épaisse de plâtre en poudre grossière. Ce filtre achève d'épurer le sirop, qui n'offre plus la moindre trace de baryte. Il est concentré et mis à cristalliser par les méthodes ordinaires.

Les eaux mères saturées de baryte sont soumises à un traitement carbonique, pour leur enlever, à l'état de carbonate, la baryte qu'elles contiennent. Les eaux mères ainsi débarytées peuvent, surtout quand elles viennent des mélasses, être soumises à la calcination, pour fournir les sels de potasse et de soude qu'elles contiennent.

Le carbonate de baryte produit par ce travail est calciné de nouveau, et il sert ainsi de pivot aux opérations, en ne provoquant d'autre dépense que celle de la calcination et le remplacement des pertes inévitables.

Ce procédé, ainsi qu'on le comprend, est tel, qu'il est de toute impossibilité qu'il reste, même dans les sirops eaux mères de cristallisation, un sel de baryte, l'élimination définitive de cette base étant effectuée à l'état de sulfate, qui est doué d'une insolubilité presque absolue. Je me suis assuré, en versant du sulfate de soude dans de l'eau sucrée préparée avec du sucre du commerce, que ce sucre ne retenait pas la plus légère trace de baryte; j'ai encore obtenu un résultat négatif, en cherchant la baryte dans les cendres fournies par le sucre, décomposé à une haute température.

Le sucrate de baryte a une saveur amère détestable; sa présence dans le sucre serait donc facilement révélée par cette saveur. D'une autre part, si l'on considère que ce sel ne pourrait exister dans des sirops sans se révéler par sa saveur et par le trouble qu'il y produirait pendant la concentration, on comprendra qu'il est impossible qu'une négligence d'ouvrier ne se révèle pas forcément aux yeux de tout le monde, alors même que les sirops ne seraient pas soumis à un contrôle de réactifs plus précis.

J'ajouterai que la fabrication du sucre par la baryte a provoqué, depuis huit à dix mois, une grande manipulation de baryte et de sulfure de baryum, dans deux grands établissements. Chacun de ces grands établissements a préparé jusqu'à 2 ou 3,000 kilogr. de sulfure de baryum par jour; aucun des nombreux ouvriers qui ont exécuté ces travaux n'a été incommodé. Est-ce à dire pour cela que les sels de baryte solubles ne sont pas vénéneux? Non, certes; j'ai prouvé depuis longtemps qu'ils ont une action toxique des plus énergiques (voyez ma *Médecine légale*, t. III, et ma *Toxicologie générale*, t. Ier, 4e édition). Le saccharate de

baryte lui-même, quoi qu'on en ait dit, tue les chiens en quelques heures, en développant tous les symptômes de l'empoisonnement par les sels barytiques, quand il est administré à la dose de plusieurs grammes après avoir été *parfaitement lavé.* Un chien à qui j'avais fait prendre 4 grammes de saccharate, à 9 heures du matin, commençait à vomir à midi ; je lui administrai alors 14 grammes du même sel, qu'il vomit *presque en totalité* dix minutes après ; néanmoins il mourut à 10 heures du soir, treize heures après l'empoisonnement.

Cette action toxique n'infirme en rien ce que j'ai dit des avantages inappréciables du procédé de MM. Dubrunfaut et Leplay, et de sa supériorité sur tous les autres, puisqu'il permet d'extraire facilement le sucre cristallisable contenu dans les mélasses, et que ce sucre *ne retient aucune trace de baryte.*



TABLE DES MATIÈRES

PAR ORDRE ALPHABÉTIQUE.

Les chiffres romains indiquent les volumes, et les chiffres arabes les pages.

A.

C.

D.

E.

F.

G.

N.

Q.

R.

S.

T.

U.

V.

ERRATA.

Page 70,	lig. 25,	*au lieu de*	personner *lisez* personnes
— 85	— 19	—	un précipité *lisez* un principe
— 133	— 34	—	sulfurique *lisez* sulfovinique.
— *ib.*	— 36	—	sulfovinique *lisez* sulfurique
— 161	— 31	—	noircit, *lisez* le noircit,
— 163	— 13	—	$2Bo^5$, *lisez* $2BO^5$,
— *ib.*	— 25	—	Bo^5, *lisez* BO^5,
— 205	— 22	—	à surface, *lisez* à la surface,
— 208	— 35	—	(éthéramylique acide), *lisez* (éther amylique), acide
— 211	— 17	—	d'alcool amylique *lisez* d'éther amylique
— *ib.*	— 21	—	d'alcool *lisez* d'éther
— *ib.*	— 23	—	Alcool. *lisez* Éther.
— 212	— 4	—	Alcool. *lisez* Éther.
— 216	— 36	—	grasse; *lisez* grasses;



Fig. 1.



Fig. 2.

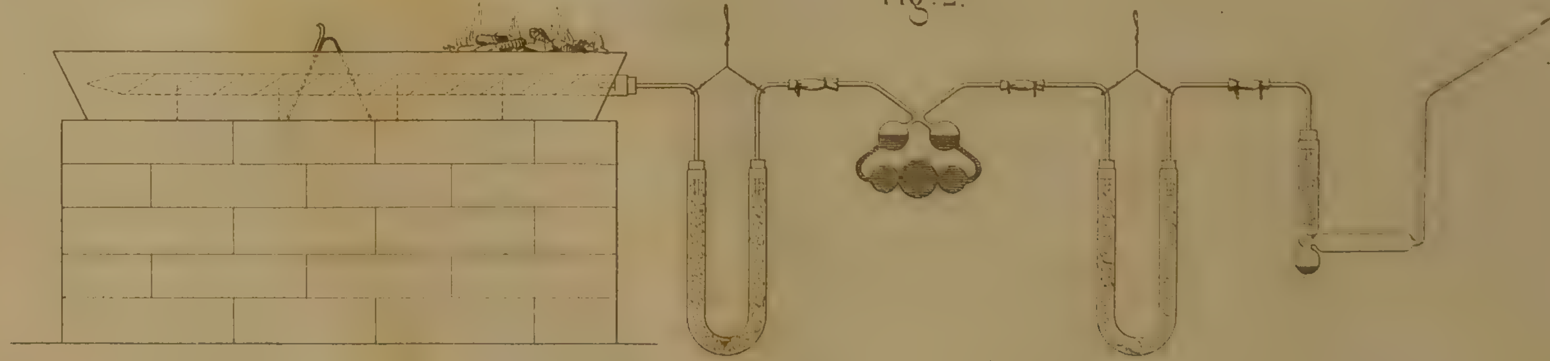
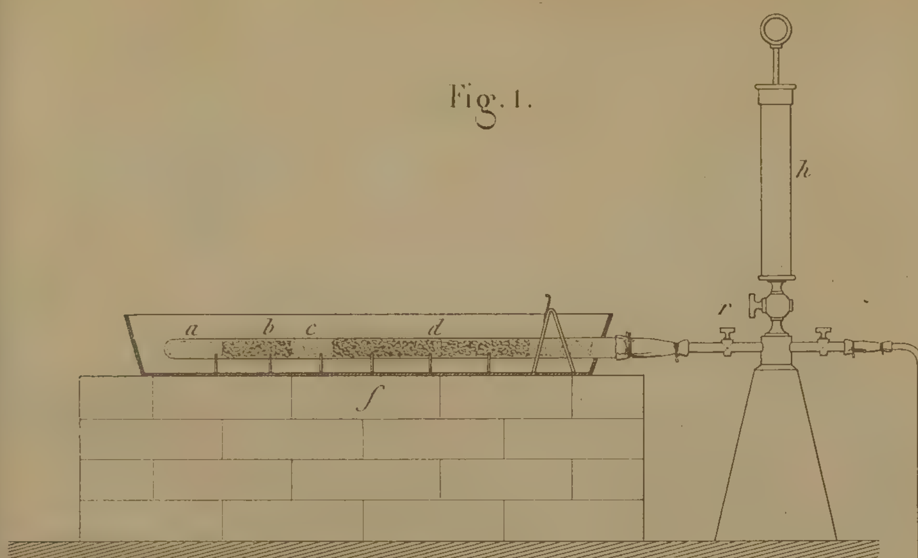
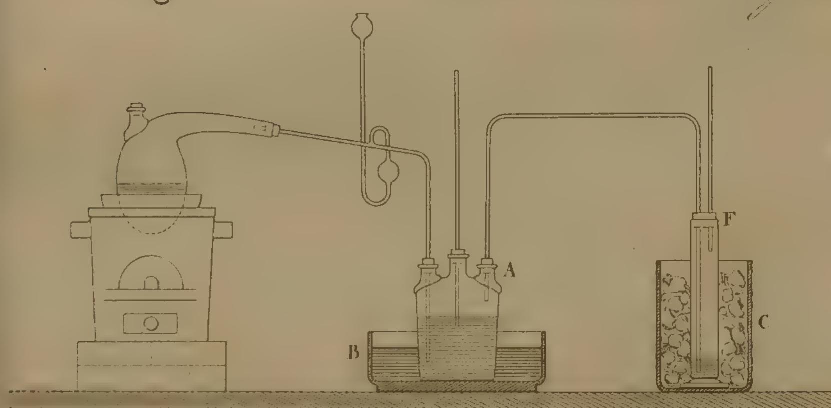


Fig. 1.



Chlorure d'Ethyle.

Fig. 2.



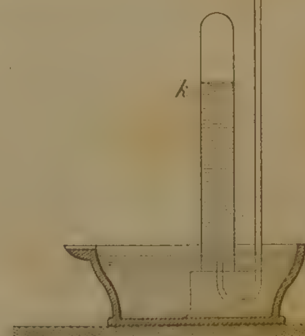
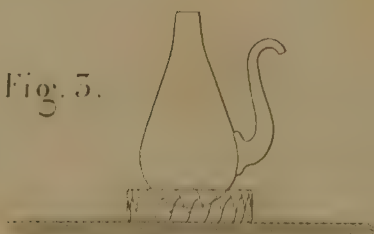


Fig. 3.



Récipient Florentin.

E. Wormser sc.

Fécule de pomme de terre.

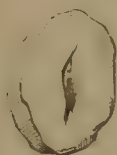


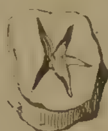
Fécule de Colombo.



Fig. 1.

Blé.





Orchis.





Maïs.

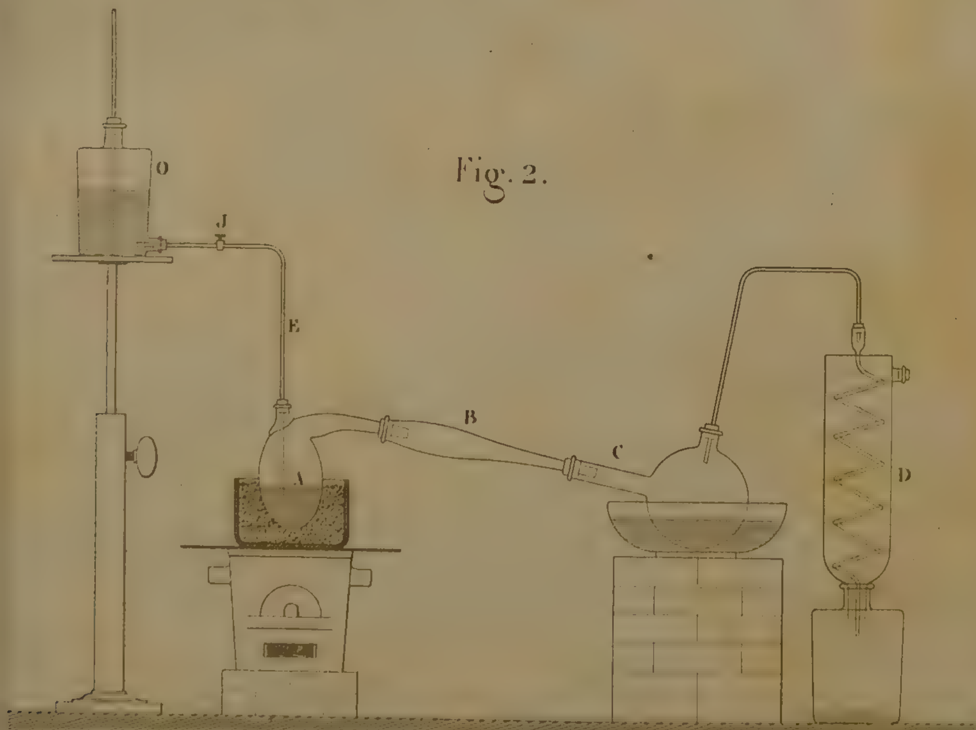




Chenopodium chinoa.

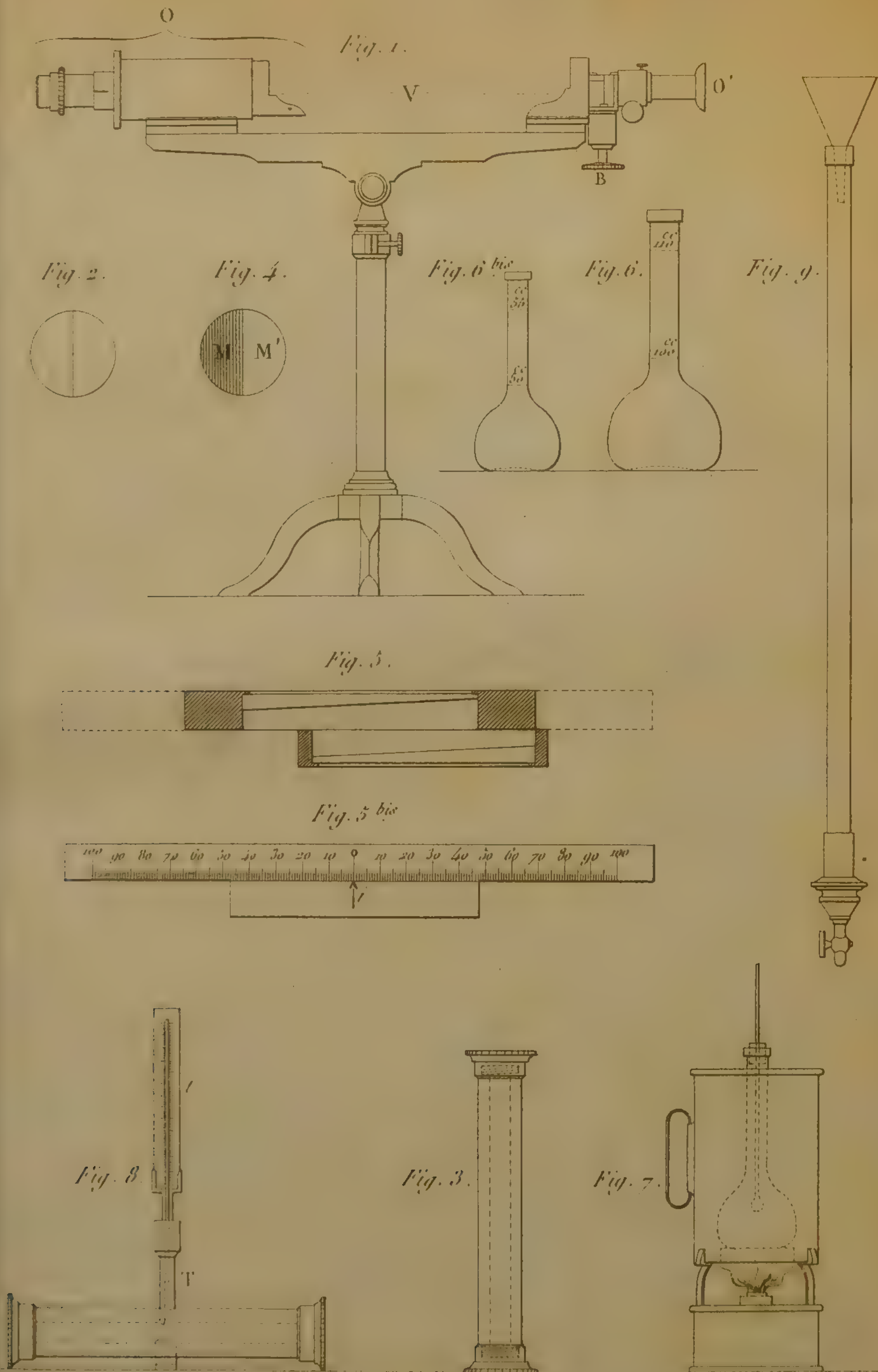


Fig. 2.



Préparation de l'Ether.

E. Wormser sc.



Polarisation Circulaire.

Guiguet sculp

